

EQUILIBRIOS DE COMPLEJACIÓN

Teoría Parte 2

Guadalupe Martínez Juárez
Julio César Botello Pozos
Berenice Gómez Zaleta

**Trabajo realizado con el apoyo
de los programas:**

**UNAM PAPROTUL 2015 C2015-7
UNAM DGAPA PAPIME PE201818**

MEZCLA DE DONADOR Y RECEPTOR CONJUGADO (SOLUCIONES AMORTIGUADORAS)

Al igual que en los equilibrios ácido/base se pueden tener sistemas en los cuales se tenga la presencia del donador (complejo) y del receptor, estos se pueden tratar como si fuesen sistemas amortiguadores. Así tendremos que:

$$K_c = \frac{[M][L]}{[ML]}$$

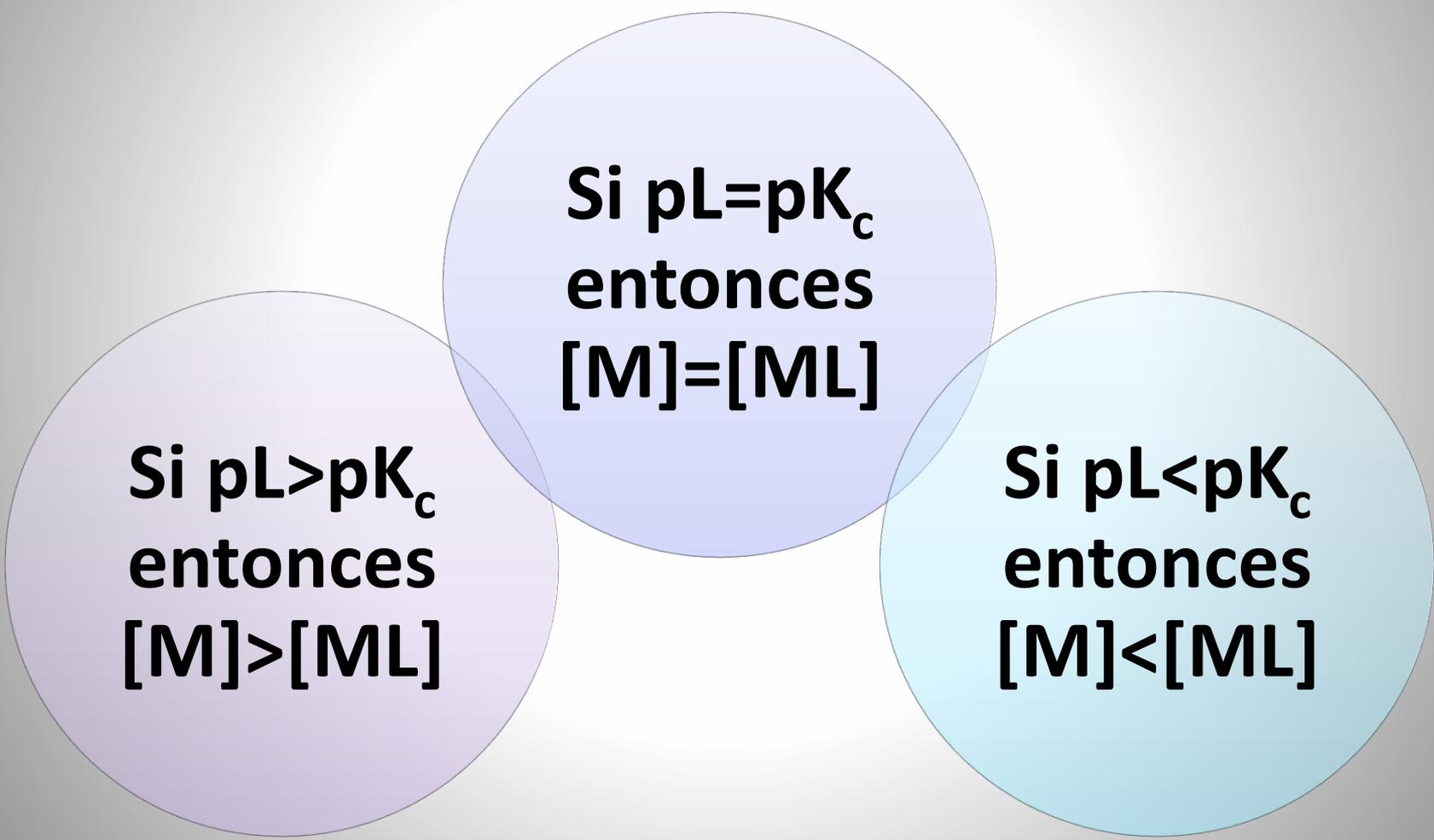
$$\log K_c = \log \frac{[M][L]}{[ML]} = \log[L] + \log \frac{[M]}{[ML]}$$

$$-\log[L] = -\log K_c + \log \frac{[M]}{[ML]}$$

$$**pL = pK_c + \log \frac{[M]}{[ML]}**$$

Que como puede observarse, es prácticamente la ecuación de Henderson-Hasselbach

Por tanto, si la concentración del ion metálico y del complejo es la misma, el término logarítmico se hace cero y el pL se iguala a la pK_c



Si $pL = pK_c$
entonces
 $[M] = [ML]$

Si $pL > pK_c$
entonces
 $[M] > [ML]$

Si $pL < pK_c$
entonces
 $[M] < [ML]$

Sin embargo, en la práctica no es usual la preparación de soluciones de un par donador-receptor. Por ello es importante saber que el amortiguamiento en los equilibrios de complejación se puede dar directa o indirectamente.

Por ejemplo, la titulación de zinc con EDTA es más cuantitativa a pH alto, pero se forman hidróxidos de zinc insolubles, por eso es necesario utilizar un agente complejante auxiliar como el amoniac; este forma complejos con el zinc que evitan su precipitación, entonces se podría imponer un pH básico con una solución amortiguadora de $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ que además indirectamente impone un pNH_3' . El amoniac unido al zinc es desplazado por el EDTA ya que el complejo zinc-EDTA es más estable.

CONSTANTES GLOBALES DE FORMACIÓN (β)

Existen receptores que pueden formar más de un complejo con el mismo ligante, cuando esto ocurre es común encontrar las constantes de equilibrio como constantes de formación global, denominadas por la letra griega β .

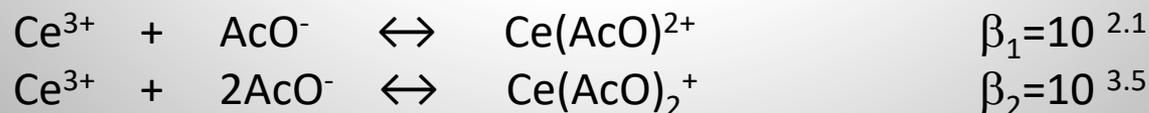
Por ejemplo si tenemos los complejos de Ce^{3+} con acetatos (AcO^-) encontraríamos en la literatura lo siguiente:

Complejos	Log β_1	Log β_2
$\text{Ce}(\text{AcO})_n^{3-n}$	2.1	3.5

Carga del catión

Número de ligantes (acetatos)

Se tendrían entonces los siguientes equilibrios:



En otro ejemplo, podemos considerar los complejos de Cu^{2+} con amoniac (NH₃):

Complejos	Log β_1	Log β_2	Log β_3	Log β_4
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_n^{2+}$	4.13	7.61	10.48	12.59

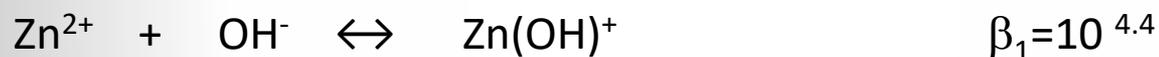
Los equilibrios asociados a estas constantes son:



Una situación importante de considerar es que no siempre el hecho de tener un complejo de estequiometría 1:3 metal-ligando, por ejemplo, implica que deban existir los complejos 1:1 y 1:2, estos pueden tenerse o no. Un ejemplo de ello son los complejos de Zn con iones OH⁻:

Complejos	Log β ₁	Log β ₂	Log β ₃	Log β ₄
Zn(OH) _n ²⁻ⁿ	4.4	--	14.4	15.5

Los equilibrios correspondientes son:



Se puede observar que para el complejo 1:2 no se plantea equilibrio ya que no se tiene a la especie. Si no se tiene a la especie química **NO debe** inventarse o plantear seequilibrio para ella.

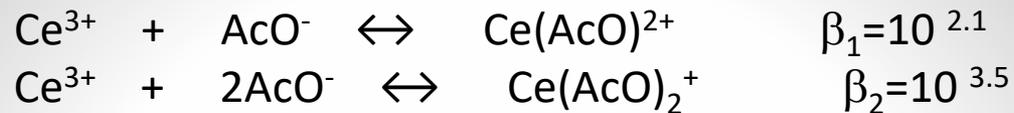
OBTENCIÓN DE EQUILIBRIOS SUCESIVOS A PARTIR DE EQUILIBRIOS GLOBALES DE FORMACIÓN

Para obtener a partir de los equilibrios globales las constantes parciales (ya sea de formación K_f o de disociación K_c) se sugiere realizar lo siguiente:

- 1) Escribir los equilibrios para cada constante de formación global
- 2) Plantear los equilibrios sucesivos de los cuales se desea conocer la constante de equilibrio. Se debe considerar siempre que el primer equilibrio de formación global es igual al primer equilibrio sucesivo o parcial.
- 3) Determinar las constantes de equilibrio, empleando la Ley de Hess y por tanto sus constantes de equilibrio, las cuales se multiplicaran. Si todas las constantes están expresadas en base diez, entonces el exponencial de la constante de equilibrio parcial será el resultado de la suma de los exponentes de las constantes de equilibrio empleadas para plantear el equilibrio sucesivo.

Ejemplo

Tenemos los siguientes equilibrios de formación global:



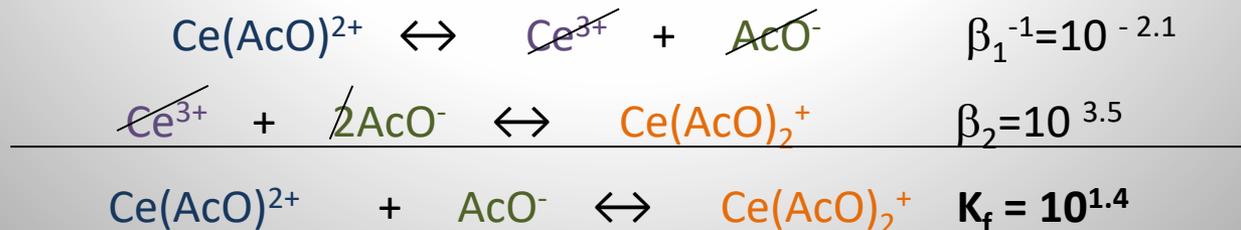
El primer equilibrio parcial es igual al primer equilibrio global:



Para plantear el segundo equilibrio sucesivo se parte del complejo ya formado:

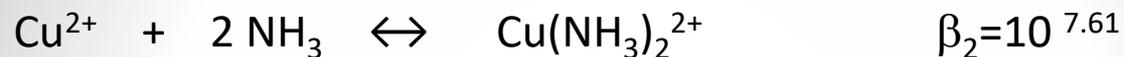


Para determinar la K_f empleamos el equilibrio de formación correspondiente a la β_2 y el inverso del equilibrio correspondiente a la β_1 (también se utiliza el inverso del valor de la constante), y estas constantes se multiplican:



Si ahora utilizamos como ejemplo los equilibrios de formación de complejos entre Cu^{2+} y Acetatos tendremos:

Equilibrios globales

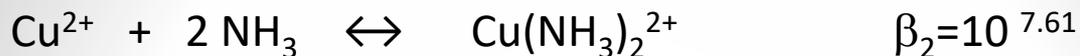


Equilibrios sucesivos

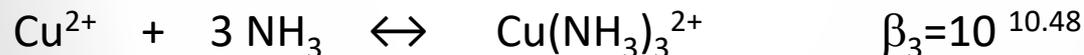


Determinación de las constantes de los equilibrios sucesivos

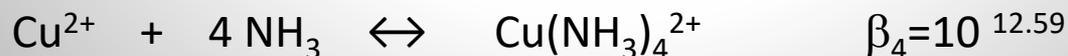
1



2



3



4



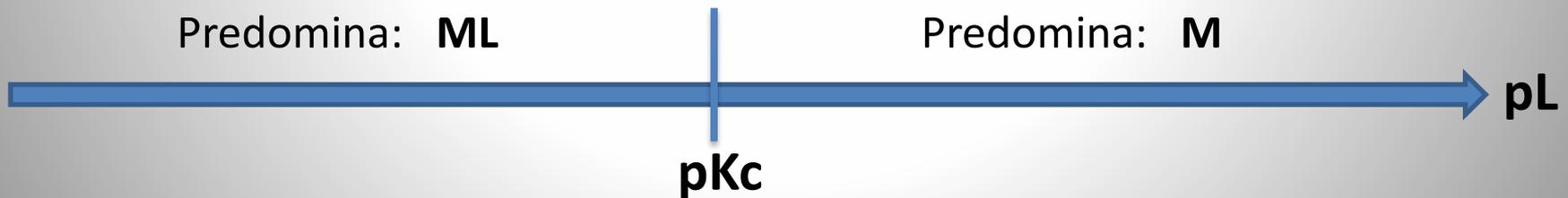
ESCALAS DE ZONAS DE PREDOMINIO

Con la finalidad de poder determinar bajo que condición de pL predomina una especie se puede realizar una escala de zonas de predominio*, las cuales son representaciones gráficas lineales.

Para la construcción de una escala de zonas de predominio consideraremos la ecuación:

$$pL = pK_c + \log \frac{[M]}{[ML]}$$

Si se tiene una concentración del donador (ML) igual a la concentración del receptor (M) entonces se tendrá que el **pL=pKc**; de esta forma es factible realizar la representación gráfica una vez teniendo los valores de las K_c o K_f.



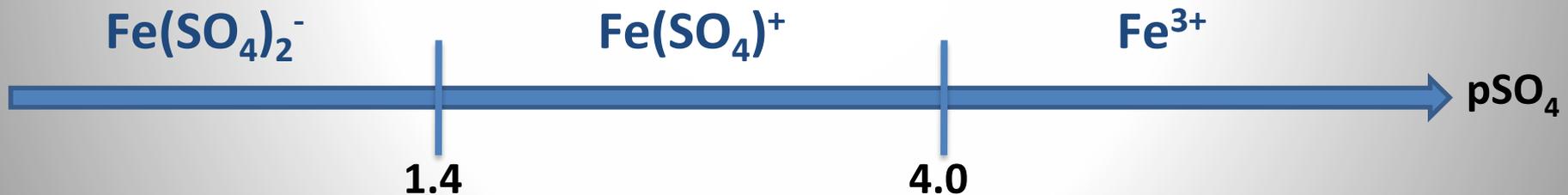
* Ver Diagramas de Distribución de Especies en el tema ácido-base

Ejemplo

Consideremos los complejos de hierro(III) con sulfatos, en donde la especie química en común es el SO_4^{-2} , por tanto se puede elegir a esta especie como la partícula:

Complejo	Log K_f	Equilibrio	Donador	Receptor
$\text{Fe}(\text{SO}_4)^+$	4.0	$\text{Fe}^{3+} + \text{SO}_4^{-2} \leftrightarrow \text{FeSO}_4^+$	FeSO_4^+	Fe^{3+}
$\text{Fe}(\text{SO}_4)_2^-$	1.4	$\text{Fe}(\text{SO}_4)^+ + \text{SO}_4^{-2} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{SO}_4)_2^-$	$\text{Fe}(\text{SO}_4)_2^-$	$\text{Fe}(\text{SO}_4)^+$

Con base en esta información la escala que se plantea es:

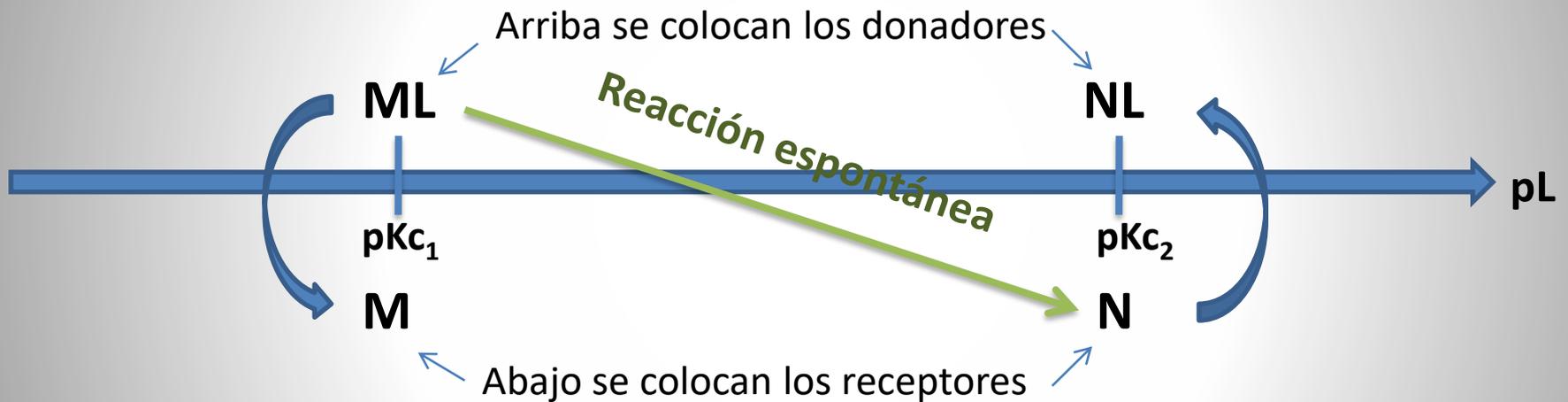


Las escalas de zonas de predominio se elaboran con complejos de la misma naturaleza química, por ejemplo no podemos poner en una misma escala las especies de níquel con glicina y las especies de hierro con sulfatos, se tienen que tratar por separado.

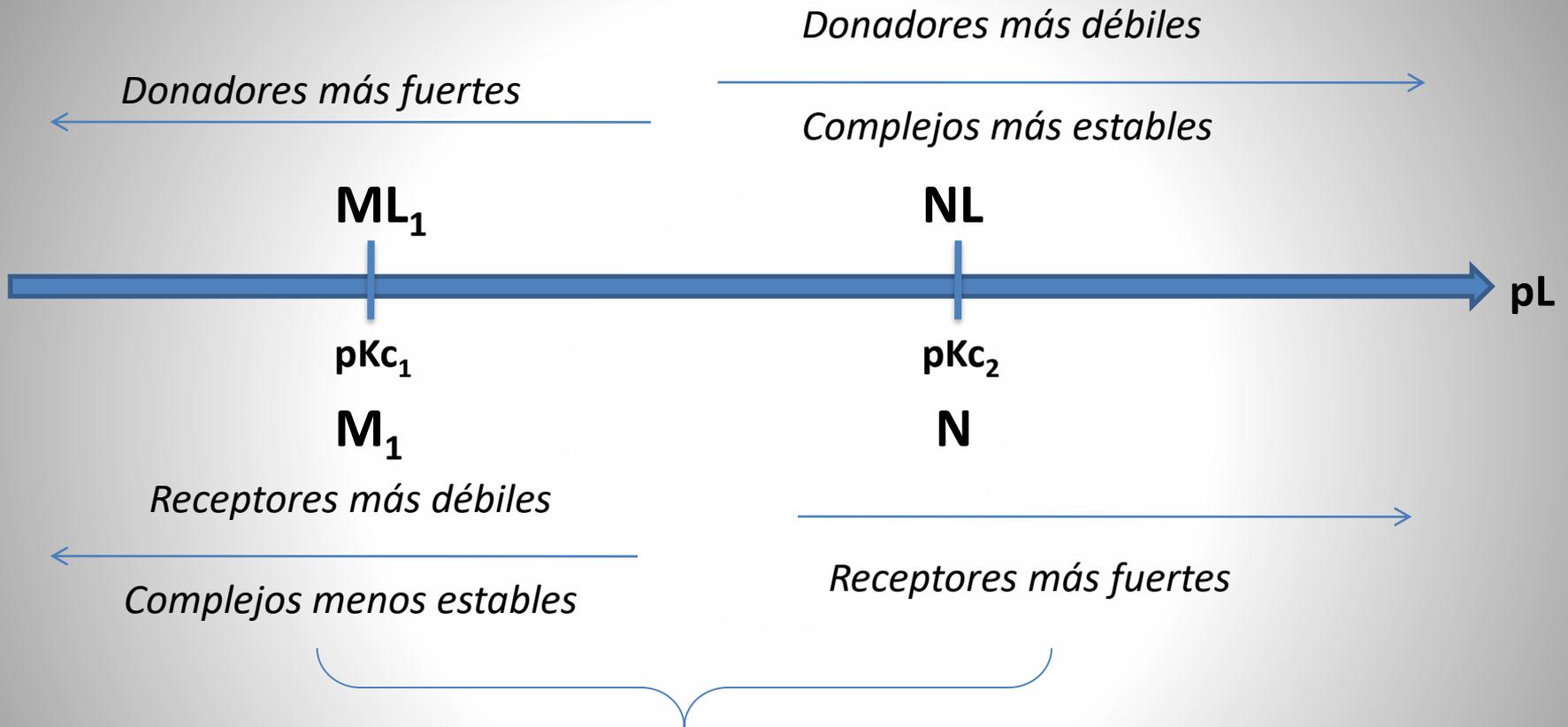
ESCALAS DE PREDICCIÓN DE REACCIONES

Son muy utilizadas ya que nos permiten establecer si una reacción se lleva a cabo o no, es decir, si una reacción en un sistema de complejación será espontánea.

A diferencia de la escala de zonas de predominio, en la escala de predicción de reacciones si se pueden utilizar diferentes pares ML/M.



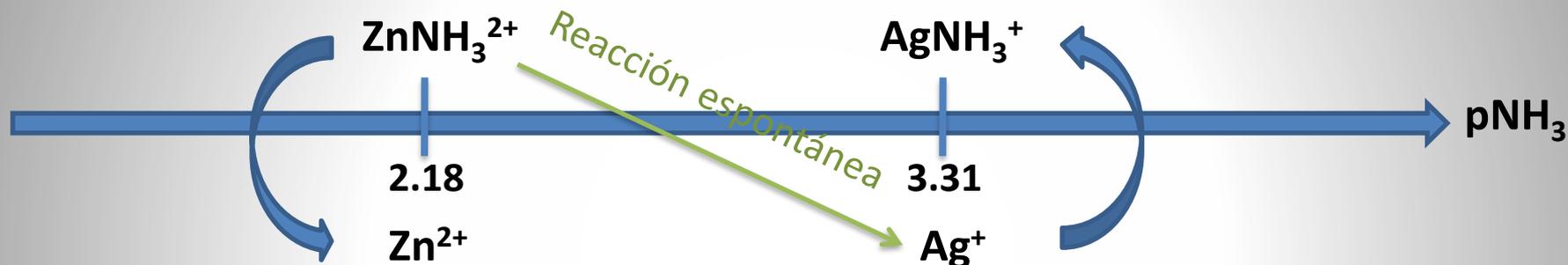
En estas escalas también se puede observar que los donadores más débiles (más estables) tienen un pL más grande, por lo que se encuentran hacia la derecha, mientras que los donadores más fuertes (menos estables) se localizan más a la izquierda:



Por tanto, mientras más separados estén las especies reaccionantes (ML_1 y M_2) en la escala de predicción de reacciones, más espontánea será la reacción

Ejemplo

Si en solución tenemos a los complejos AgNH_3^+ ($K_c = 10^{-3.31}$) y ZnNH_3^{2+} ($K_c = 10^{-2.18}$), la especie común en ambos complejos es el NH_3 , por lo tanto la escala se plantea en función de dicha especie (pNH_3)

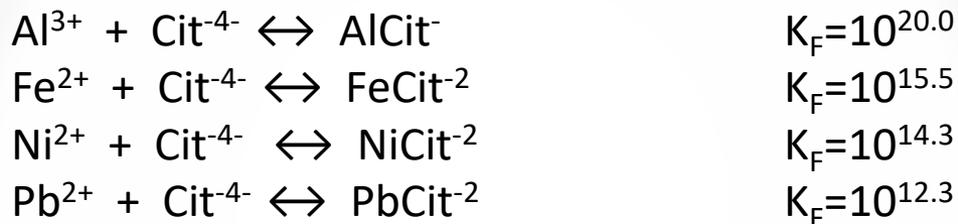


La reacción entre ZnNH_3^{2+} y Ag^+ sería la siguiente:

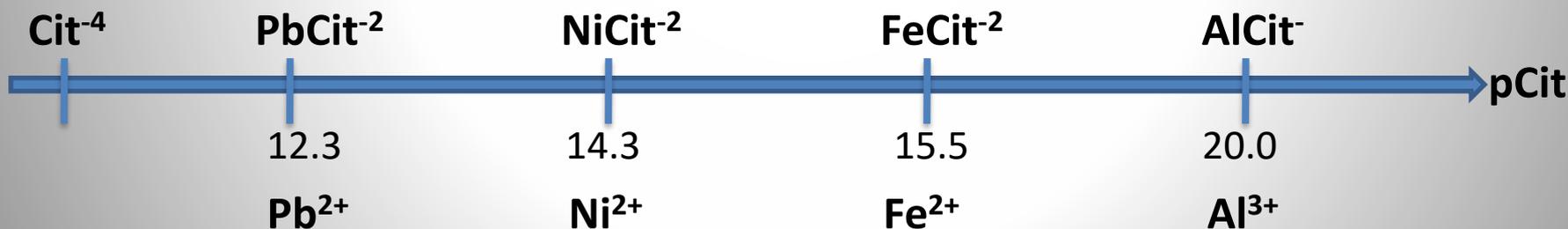


Ahora consideraremos que en un vaso de precipitados tenemos una solución con los iones Al^{3+} , Ni^{2+} , Fe^{2+} , Pb^{2+} , los cuales no reaccionan entre ellos. A esta mezcla se le agrega una solución de citratos, $\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_7$ (Cit^{4-}). Considerando la estequiometría 1:1 entre el metal y el citrato, ¿Cuál sería el orden de reacción?

Se tienen los siguientes equilibrios

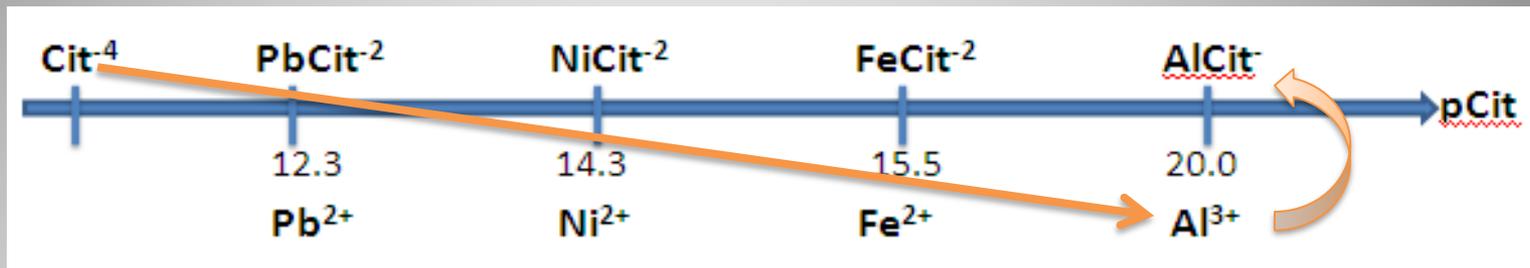


Dado que la especie común es Cit^{4-} , la escala se realiza en función de pCit :

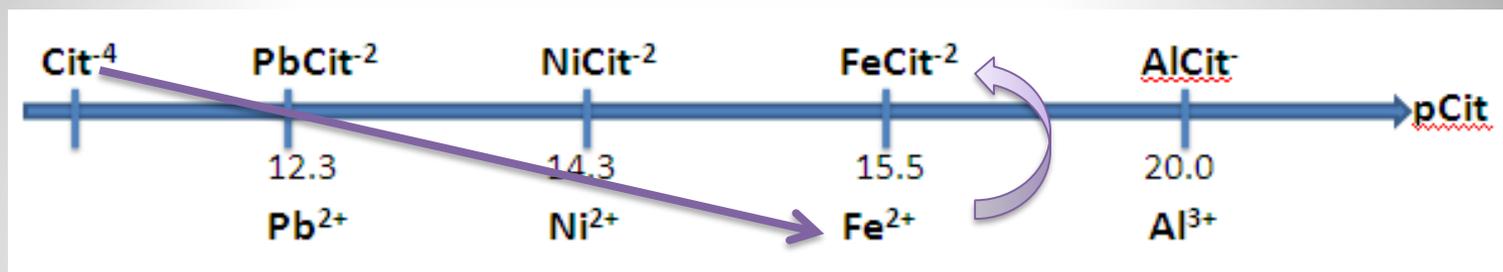


Y recordando que a mayor distancia entre los reactivos más espontánea es la reacción, el orden es el siguiente:

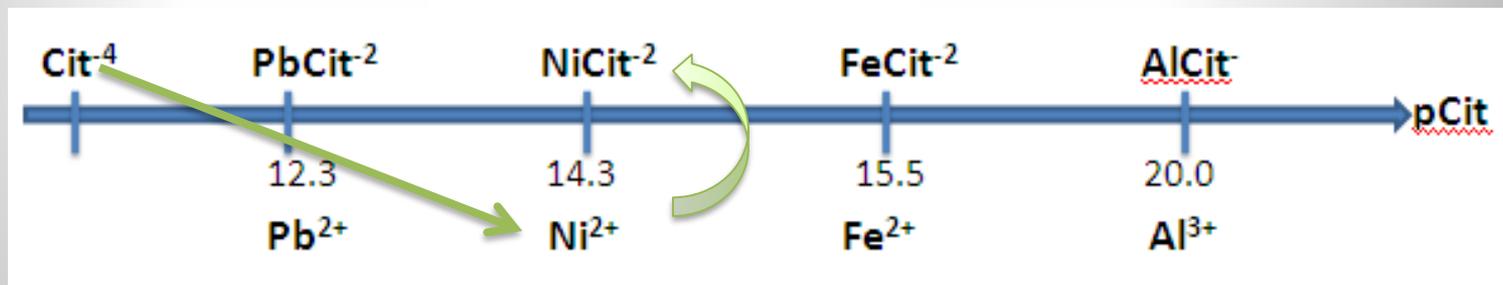
1º



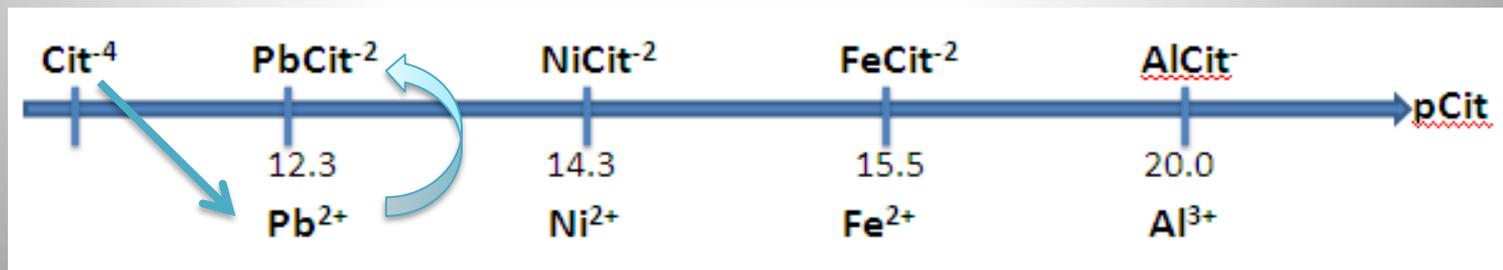
2º



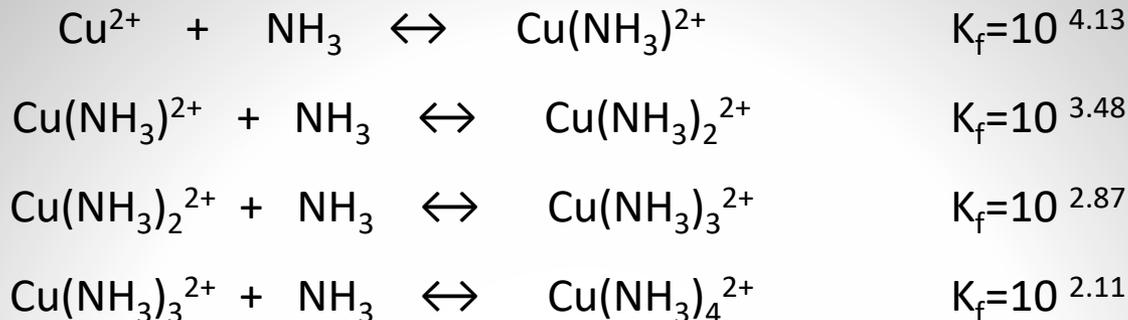
3º



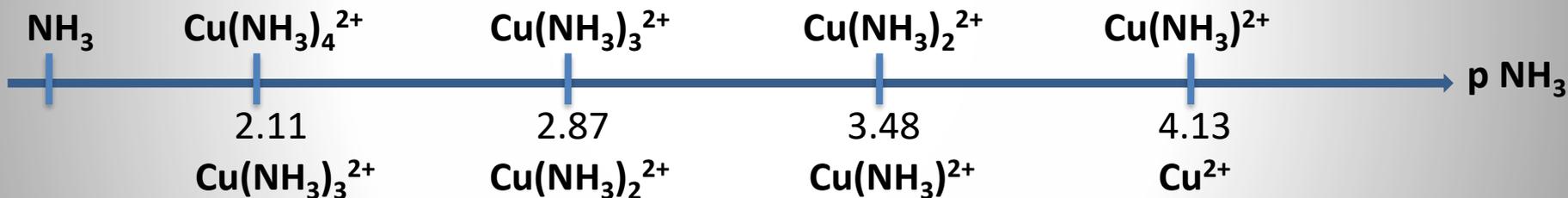
4º



Consideremos ahora que tenemos los complejos entre Cu(II) y NH₃, cuyas constantes parciales de formación son:



Se observa que la partícula común en los equilibrios es NH₃, por tanto la escala es:

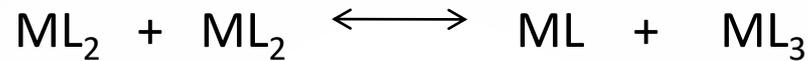


Podemos observar que hay especies químicas que actúan como donadores y receptores de partícula, a estas especies se les denomina **anfolitos**. A partir de esto es posible establecer una escala de zonas de predominio:



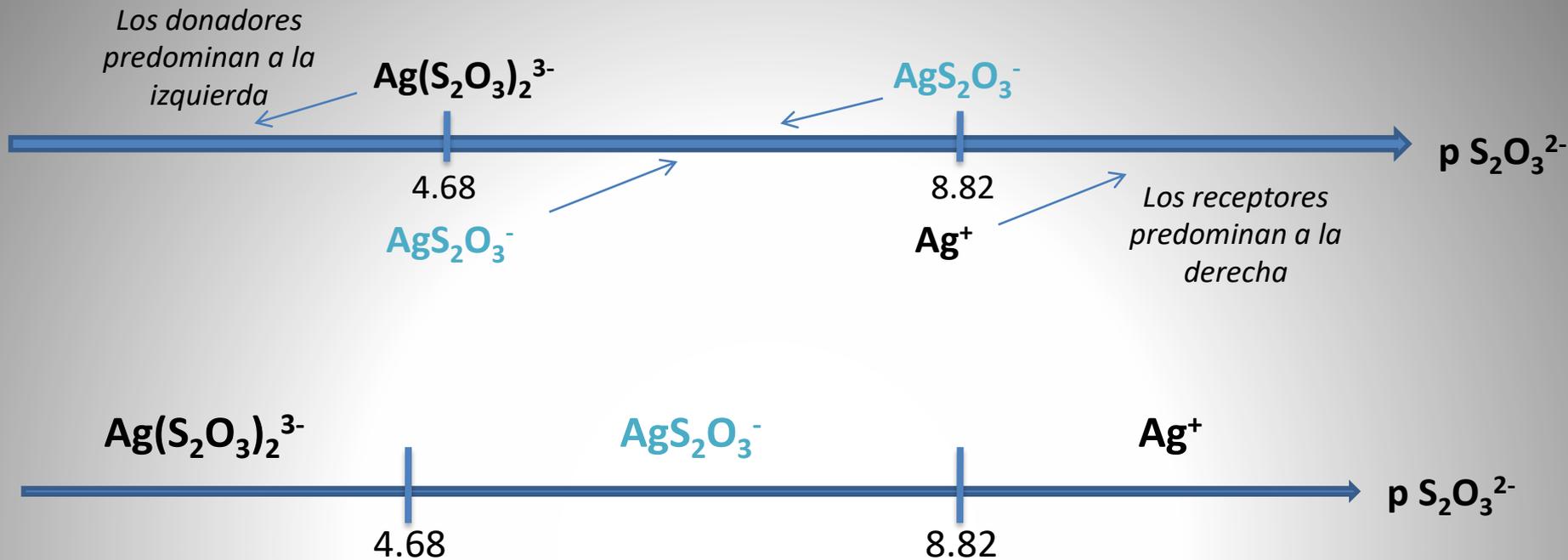
DISMUTACIÓN DE ANFOLITOS

Los anfolitos tienden a establecer lo que se conoce como equilibrio de dismutación, en los cuales un anfolito reacciona consigo mismo y se forma un donador y un receptor con respecto al anfolito:

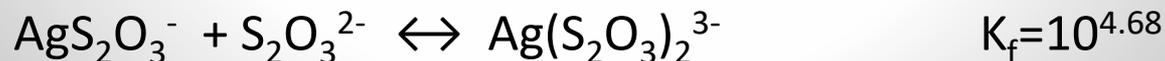
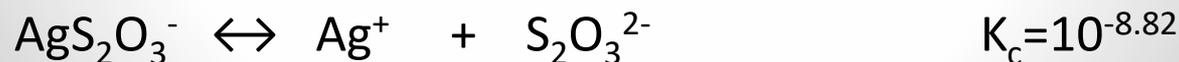


Existen casos en los que las reacciones de dismutación son espontáneas y casos en los que no lo son. Consideremos los siguientes equilibrios:



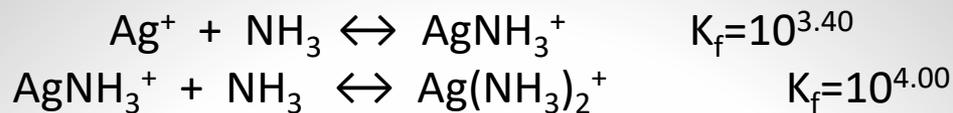


Como podemos ver a continuación la constante de equilibrio para la reacción de dismutación es menor a uno por tanto se corrobora lo establecido con base en la escala de predicción de reacciones:

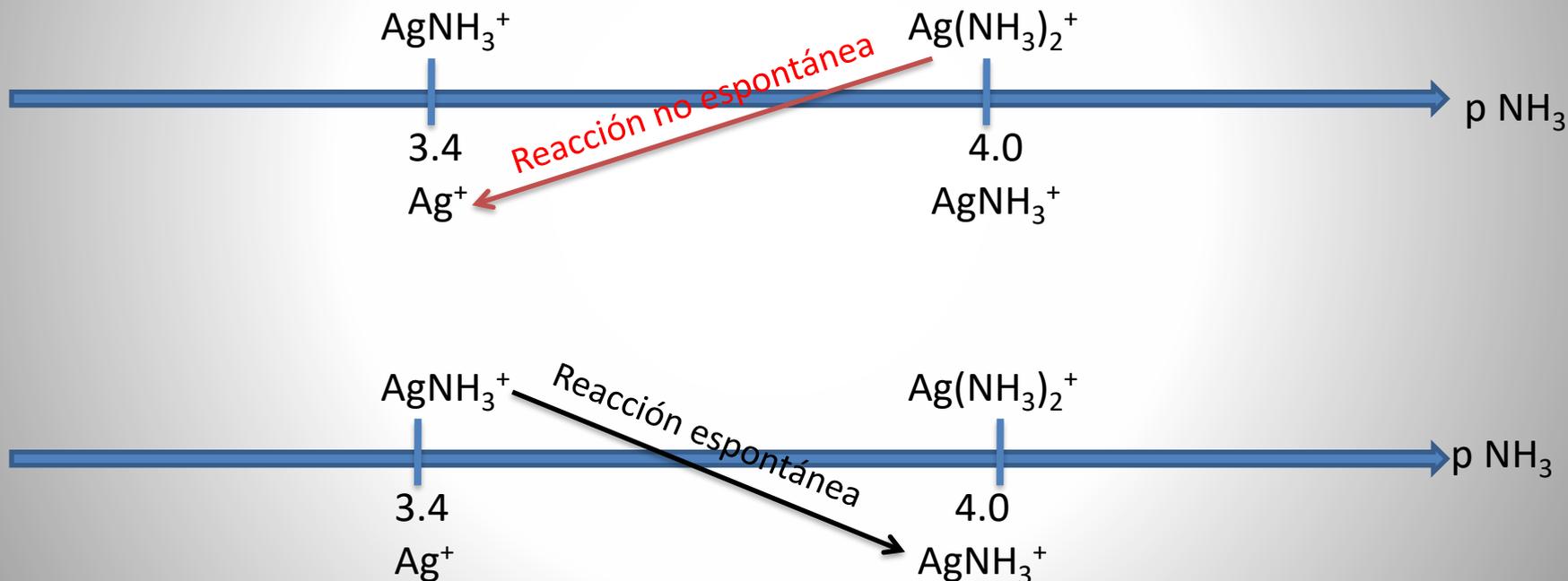


Menor a la unidad,
reacción no espontánea

En otro ejemplo consideraremos a los complejos formados entre Ag^+ y NH_3 , con constantes de formación global de $\log \beta_1=3.40$ y $\log \beta_2=7.40$, por lo tanto las constantes parciales serían:

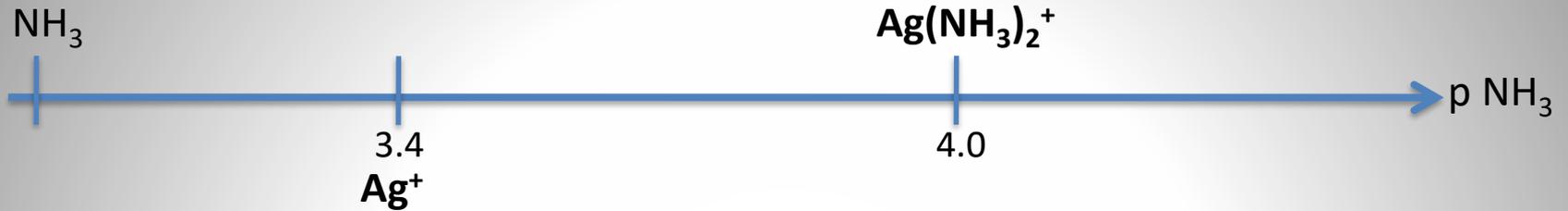


Trazando la escala de predicción de reacciones:



Se puede apreciar que el anfólito reacciona consigo mismo de manera espontánea, por lo que se debe realizar una corrección a la escala de predicción de reacciones

Para corregir la escala se elimina al anfolito* y se establece un equilibrio entre las especies que son producto de la dismutación y se determina la constante correspondiente a la reacción:



Si expresamos la constante de equilibrio en términos de la ley de acción de masas tendremos:

$$K_f = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+] [\text{NH}_3]^2}$$

$$[\text{NH}_3]^2 = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+] K_f}$$

Aplicando el operador $-\log$ a la ecuación tenemos:

$$-\text{Log}[\text{NH}_3]^2 = -\text{Log} K_f^{-1} + \left(-\text{Log} \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+]}\right)$$

*Considerando que el anfolito no predomina

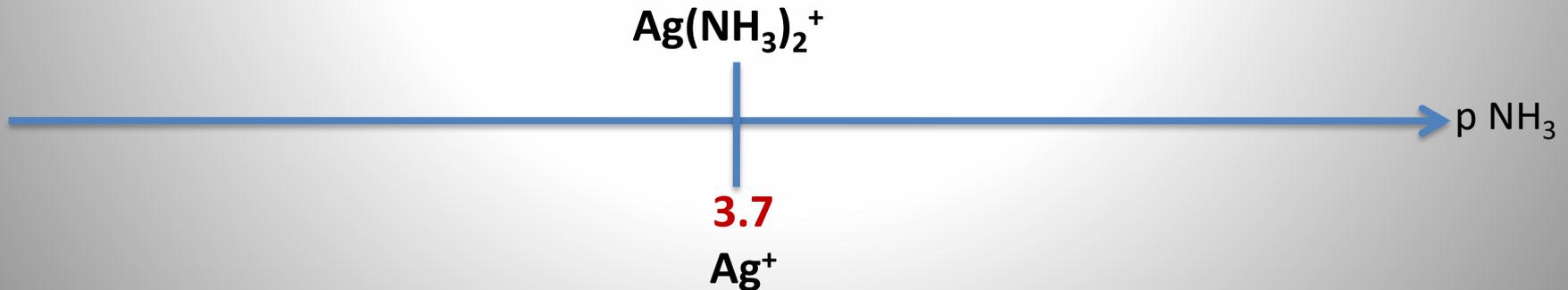
Dado que $K_f^{-1} = K_c$, se tiene entonces que:

$$2 \text{pNH}_3 = \text{pKc} + \text{Log} \frac{[\text{Ag}^+]}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}$$

debido a que nuestra escala es de pNH_3 entonces dividimos entre dos y sustituimos el valor de pKc

$$\text{pNH}_3 = \frac{1}{2} 7.40 + \frac{1}{2} \text{Log} \frac{[\text{Ag}^+]}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}$$

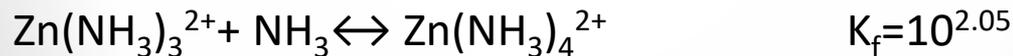
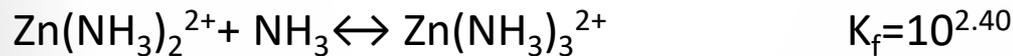
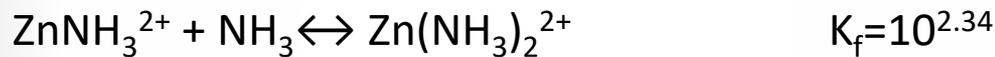
si consideramos que la concentración de $[\text{Ag}^+] = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]$ entonces se tiene un valor para obtener la “escala corregida”:



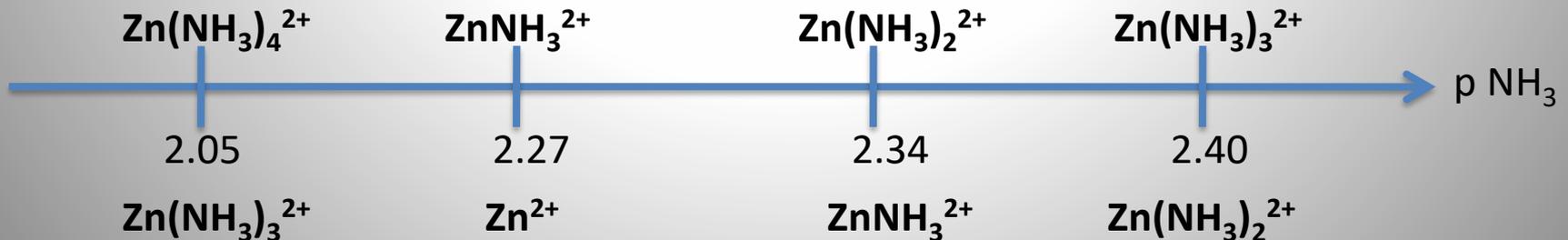
Revisemos ahora como ejemplo los complejos formados entre el zinc (Zn^{2+}) y el amoniac(NH_3), siendo sus β :

$\beta_1=2.27$
$\beta_2=4.61$
$\beta_3=7.01$
$\beta_4=9.06$

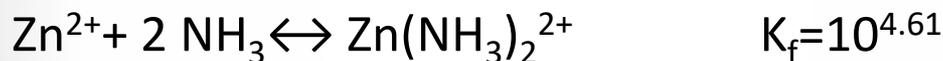
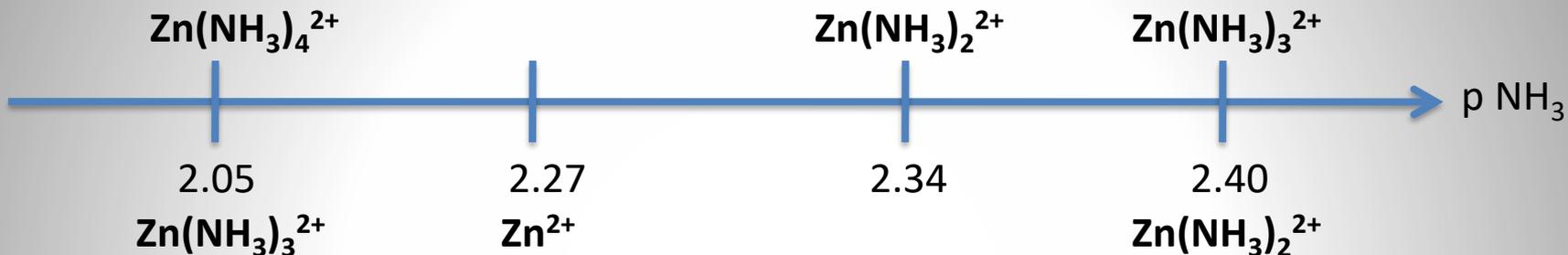
Por tanto los equilibrios sucesivos son:



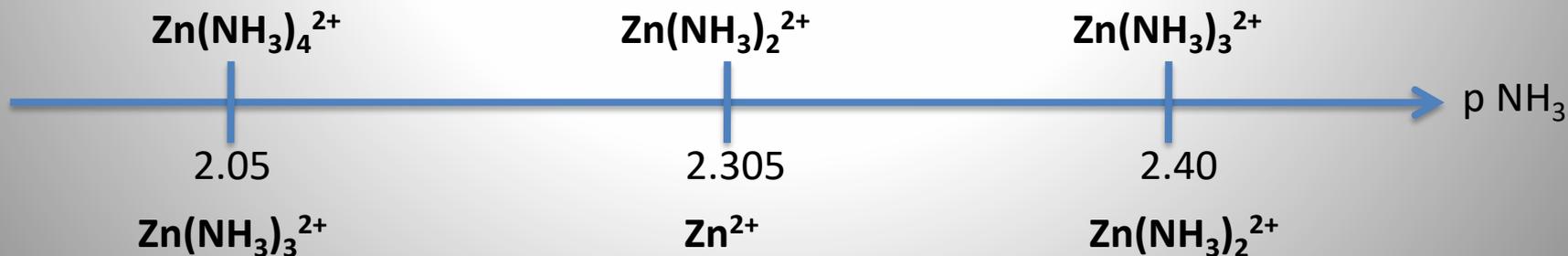
Se construye la escala de predicci3n de reacciones:



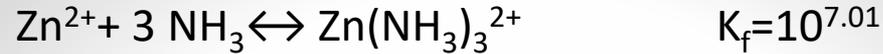
En la escala se puede apreciar que el anfolito $\text{Zn}(\text{NH}_3)_3^{2+}$ es el único estable (su reacción de dismutación no es espontánea), mientras que los anfolitos ZnNH_3^{2+} y $\text{Zn}(\text{NH}_3)_2^{2+}$, presentarán reacciones de dismutación. Por tanto se corrige la escala eliminando primero a uno de los anfolitos que dismuta:



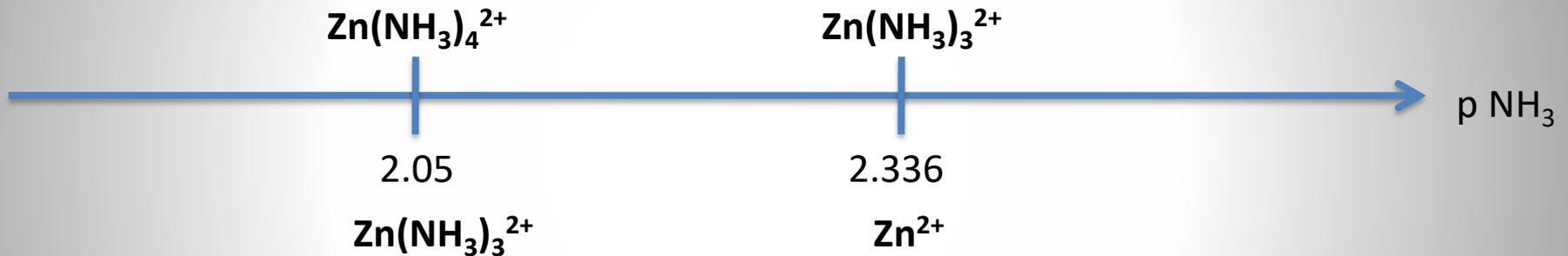
Se puede apreciar que se intercambian 2 partículas (2NH_3) por tanto y en concordancia con lo revisado en el ejemplo anterior el valor de pK_c se deberá dividir entre 2:



En esta escala se aprecia que el anfolito $\text{Zn}(\text{NH}_3)_2^{2+}$ nuevamente tendrá una reacción de dismutación espontánea:



Debido a que en el equilibrio se intercambian tres partículas se puede deducir que el valor de $\text{p}K_c$ se debe dividir entre 3 para poder colocar un valor en la escala:

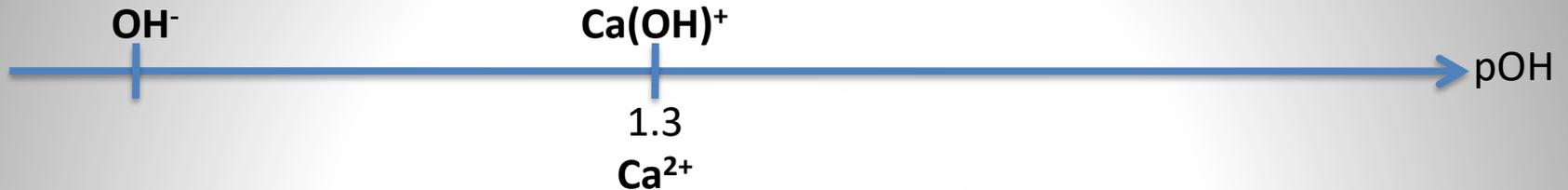


Se aprecia que el anfolito que queda es estable, tendrá una constante de dismutación menor a la unidad, y por tanto a partir de esta escala se puede elaborar la escala de zonas de predominio.

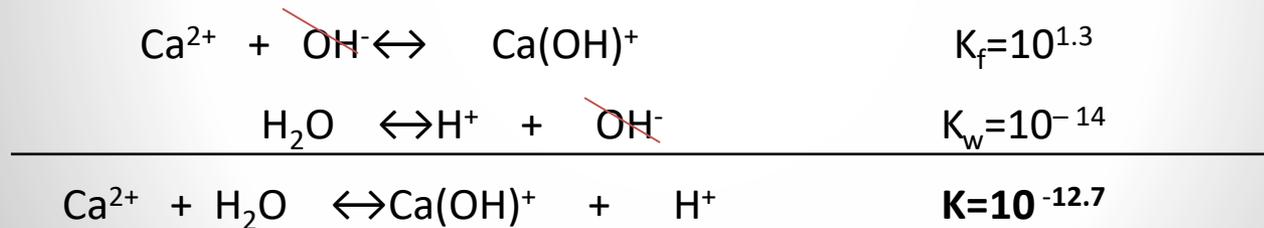


CONVERSIÓN DE ESCALAS DE pOH A ESCALAS DE pH

Cuando se tienen complejos entre iones metálicos y OH^- se plantean escalas de predicción de reacciones en función de pOH, sin embargo se puede hacer un cambio de escala de pOH a pH. Consideremos el complejo de $\text{Ca}(\text{OH})^+$ con un $\log\beta_1 = 1.3$, la escala de pOH sería:



Si se desea que la partícula intercambiada sean los H^+ , para ello se suman el equilibrio de formación del hidroxocomplejo y el del agua:



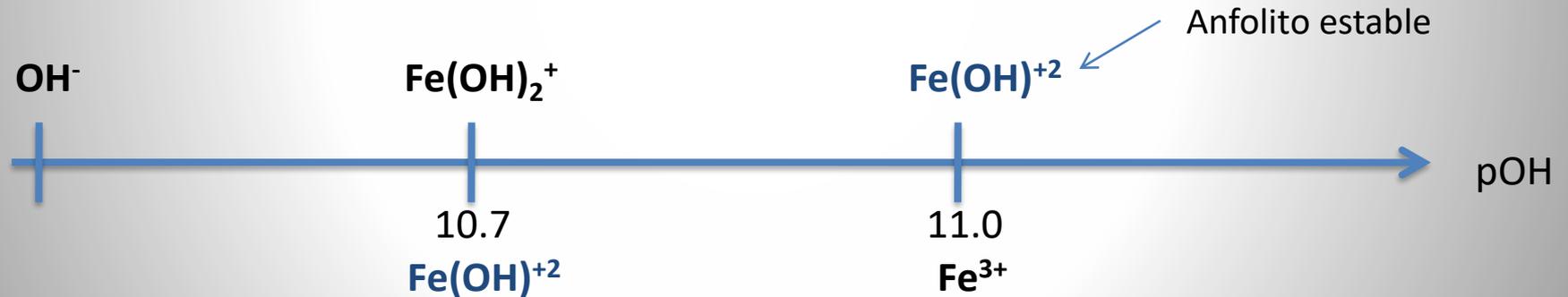
Los protones (H^+) del equilibrio resultante se consideran como la partícula en cuya función se establece la escala; así el complejo $\text{Ca}(\text{OH})^+$ será el receptor y el donador será Ca^{2+} :



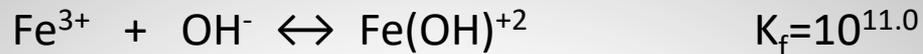
Consideremos ahora los complejos de Fe^{3+} y OH^- cuyos $\text{Log } \beta$ son:

$\beta_1=11.0$
$\beta_2=21.7$

Los equilibrios sucesivos son:



Se procede a realizar el cambio de representación para tener la escala de pH:



Por tanto la escala en función del pH será:



VALORACIONES COMPLEJOMÉTRICAS

Para llevar a cabo una titulación, se debe contar con las mismas condiciones listadas para las valoraciones ácido-base.

Al igual que para las valoraciones ácido-base se desarrolla una tabla de variación de cantidades molares (TVCM) en la cual se establecen las cantidades que se tendrán al alcanzarse el equilibrio de los reactivos y productos conforme la valoración se vaya desarrollando

$K_{eq} \geq 1$	aM	+	bL	\leftrightarrow	cML
Inicio)	C_0V_0				
Agrego)			CV		
APE)	$C_0V_0 - a/b CV$		$b\varepsilon$		$c/b CV$
PE)	$a\varepsilon$		$b\varepsilon$		$c/a C_0V_0$
DPE)	$a\varepsilon$		$CV - b/a C_0V_0$		$c/a C_0V_0$

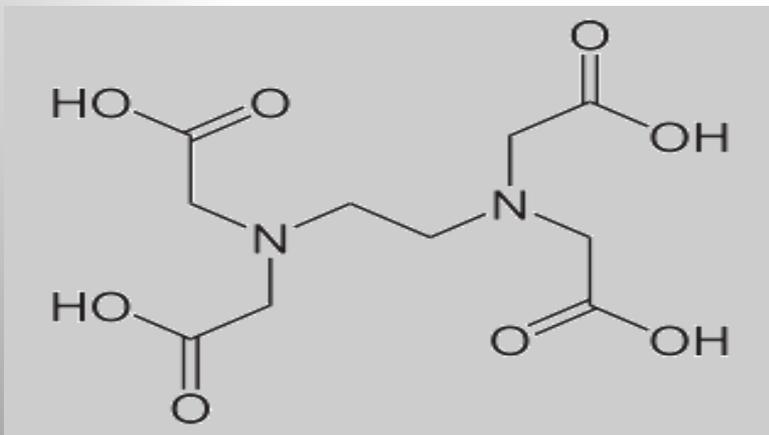
En muchos casos se utilizan como titulantes para iones metálicos los ligandos polidentados, que tienen las ventajas siguientes:

Reaccionan mejor con los cationes y, por ello dan puntos finales más definidos

Reaccionan con los iones metálicos en una sola etapa, en tanto los ligandos monodentados forman varias especies.

Las constantes de formación de estos complejos son relativamente grandes implicando con ello complejos estables

Probablemente el ligando polidentado más utilizado es el EDTA (ácido etilendiamino tetracético) representado en las reacciones químicas como Y^{4-} . Esta molécula presenta en su estructura dos grupos amino y cuatro grupos carboxilo, cuyos pK_a 's son:



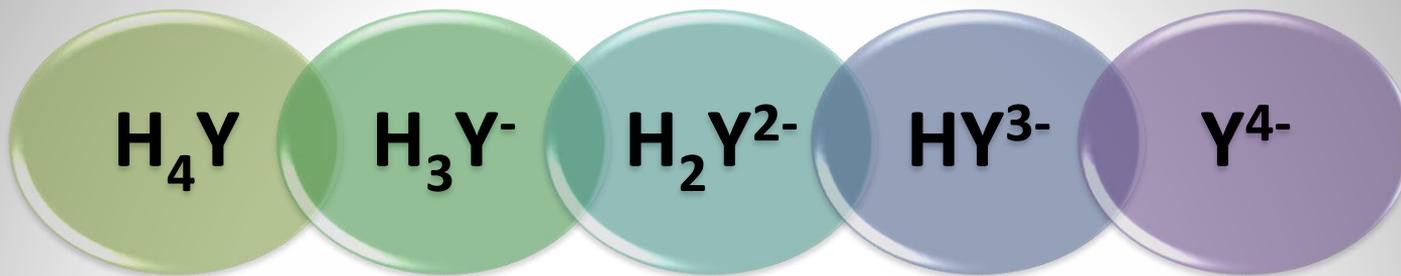
$$pK_{A1} = 2.0$$

$$pK_{A2} = 2.66$$

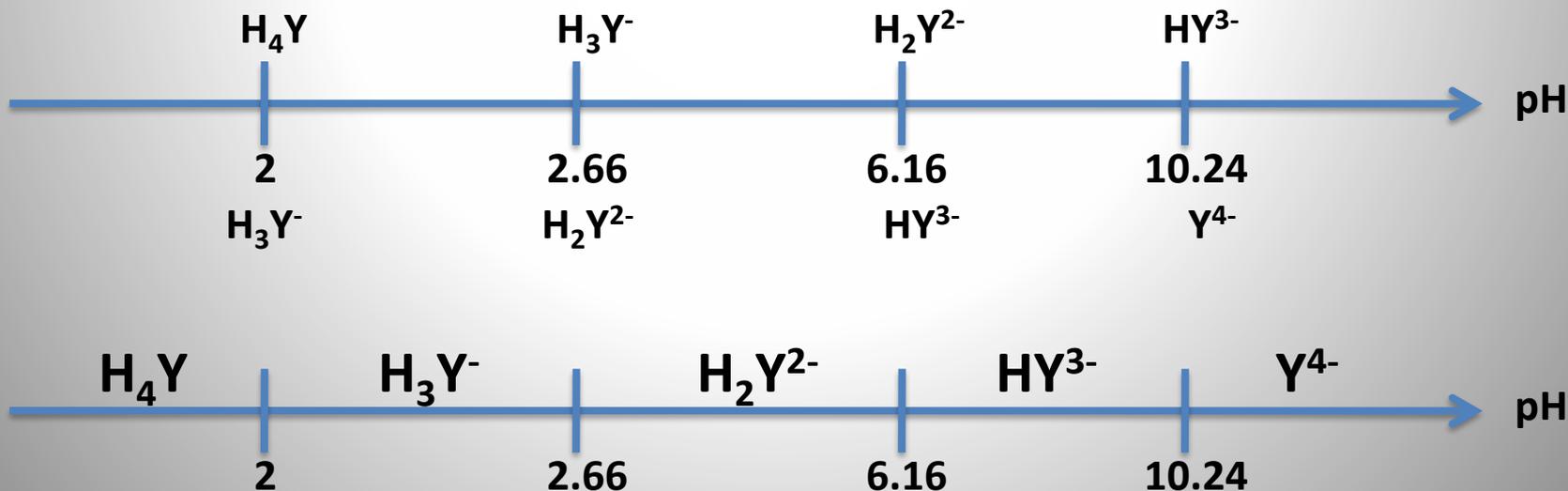
$$pK_{A3} = 6.16$$

$$pK_{A4} = 10.24$$

Las especies de EDTA suelen abreviarse de la siguiente manera dependiendo de los protones ácidos presentes en la molécula:



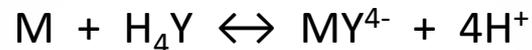
Si elaboramos una escala de zonas de predominio en función del pH, quedaría de la siguiente manera:



El pH puede favorecer o perjudicar a la espontaneidad de la reacción, lo que se ve reflejado directamente en la constante de equilibrio. Para saber que tanto afecta el pH a la reacción se puede calcular la constante de equilibrio condicional representada como K_{eq}' .

Supongamos que se quiere valorar a un ion metálico (M) con EDTA. Se obtendrán las constantes de equilibrio condicionales para cada una de las especies del EDTA.

pH<2



La constante de equilibrio termodinámica sería la siguiente:

$$K_{eq} = \frac{[MY^{4-}][H^+]^4}{[M][H_4Y]}$$

Si despejamos la concentración de protones quedaría:

$$\frac{K_{eq}}{[H^+]^4} = \frac{[MY^{4-}]}{[M][H_4Y]}$$

Y por lo tanto:

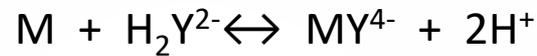
$$\frac{K_{eq}}{[H^+]^4} = K_{eq} 10^{4pH} = K_{eq}'$$

2 < pH < 2.66



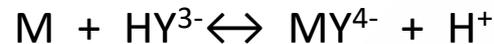
$$\frac{K_{eq}}{[H^+]^3} = K_{eq} 10^{3pH} = K'_{eq}$$

2.66 < pH < 6.16



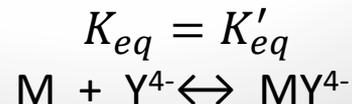
$$\frac{K_{eq}}{[H^+]^2} = K_{eq} 10^{2pH} = K'_{eq}$$

6.16 < pH < 10.24



$$\frac{K_{eq}}{[H^+]} = K_{eq} 10^{pH} = K'_{eq}$$

pH > 10.24



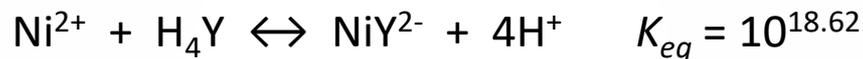
**Si la concentración de los protones estuviera en los reactivos y no en los productos, la constante de equilibrio condicional se obtendría multiplicando la concentración de H⁺ por la constante de equilibrio.*

Ejemplo

Supongamos que tenemos 5 soluciones de níquel II con diferentes valores de pH: **1.6**, **2.5**, **5**, **8** y **12**. Estas soluciones se quieren titular con EDTA. Obtener el equilibrio de la reacción a cada valor de pH y calcular la constante de equilibrio condicional. El pK_f del complejo NiY^{2-} es de **18.62**

•Solución de pH=1.6

A este pH predomina la especie H_4Y , por lo que la reacción es:



La constante de equilibrio termodinámica sería la siguiente:

$$K_{eq} = \frac{[NiY^{4-}][H^+]^4}{[Ni^{2+}][H_4Y]}$$

Despejando la concentración de protones:

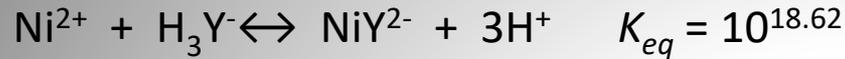
$$\frac{K_{eq}}{[H^+]^4} = \frac{[NiY^{4-}]}{[Ni^{2+}][H_4Y]}$$

Y por lo tanto:

$$\frac{K_{eq}}{[H^+]^4} = K'_{eq}$$

$$\frac{10^{18.62}}{(10^{-1.6})^4} = \frac{10^{18.62}}{10^{-6.4}} = 10^{25.02}$$

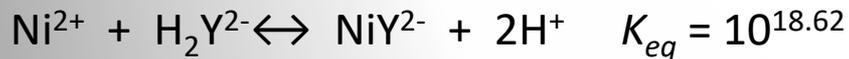
- **Solución de pH=2.5**



$$\frac{K_{eq}}{[\text{H}^+]^3} = K'_{eq}$$

$$\frac{10^{18.62}}{(10^{-2.5})^3} = \frac{10^{18.62}}{10^{-7.5}} = 10^{26.12}$$

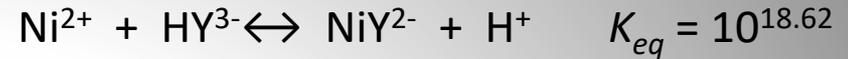
- **Solución de pH=5**



$$\frac{K_{eq}}{[\text{H}^+]^2} = K'_{eq}$$

$$\frac{10^{18.62}}{(10^{-5})^2} = \frac{10^{18.62}}{10^{-10}} = 10^{28.62}$$

- **Solución de pH=8**



$$\frac{K_{eq}}{[\text{H}^+]} = K'_{eq}$$

$$\frac{10^{18.62}}{10^{-8}} = 10^{26.62}$$

- **Solución de pH=12**



$$K_{eq} = K'_{eq}$$

$$K'_{eq} = 10^{18.62}$$

INDICADORES METALOCRÓMICOS

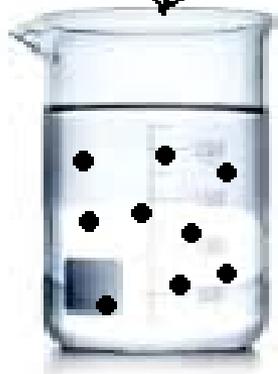
En las valoraciones volumétricas es necesario detectar el cambio de una propiedad sin el uso de instrumentación como medidores de voltaje. El cambio que suele ocuparse es el de color, para esto se utilizan los indicadores metalocrómicos, que son especies que forman complejos con los iones metálicos.



En general los requisitos que debe cumplir un indicador metalocrómico son:



Se agrega el
indicador
metalocrómico



● *Ión metálico
(M; incoloro)*

Se agrega el
valorante (V;
incoloro)



■ *Complejo metal-
indicador (MIn;
verde)*

La solución continúa de
color verde por el
complejo metal-indicador



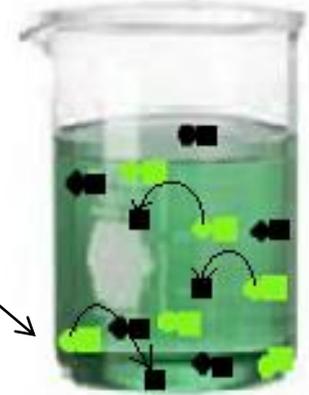
■ *Complejo metal-
valorante (MV;
incoloro)*

Al reaccionar todo el
metal con el
valorante y quedando
el indicador libre la
solución vira a rojo,
marcando el fin de la
valoración

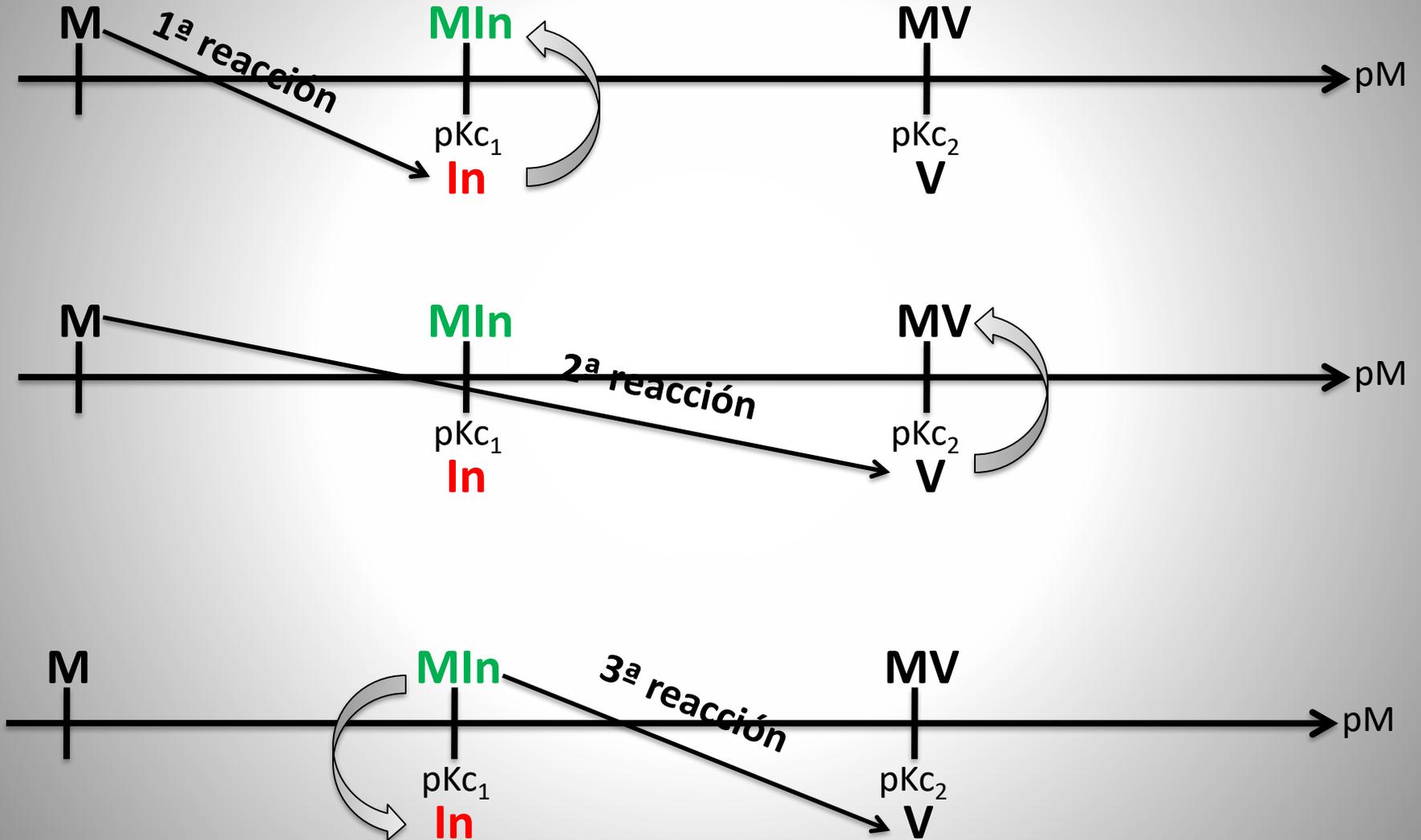


■ *Indicador en su
forma libre (In; rojo)*

El metal unido al
indicador reacciona con
el valorante (con este
forma un complejo más
estable, incoloro)
dejando al indicador en
su forma libre (rojo)



Ahora veamos esta secuencia de reacciones mediante las escalas de predicción de reacciones:



Algunos indicadores metalocrómicos comúnmente utilizados son:

Nombre	pKA	Color del indicador libre	Color del complejo con el ión metálico
Negro de eriocromo T	pK ₁ = 6.3 pK ₂ = 11.6	H ₂ In ⁻ rojo HIn ²⁻ azul IN ³⁻ naranja	Rojo vino
Calmagita	pK ₁ = 8.1 pK ₂ = 12.4	H ₂ In ⁻ rojo HIn ²⁻ azul IN ³⁻ naranja	Rojo vino
Murexida	pK ₁ = 9.2 pK ₂ = 10.9	H ₄ In ⁻ rojo-violeta H ₃ In ²⁻ violeta H ₂ IN ³⁻ azul	Amarillo (Co ⁺² , Ni ²⁺ , Cu ²⁺); Rojo (Ca ²⁺)
Anaranjado de Xilenol	pK ₁ = 2.32 pK ₂ = 2.85 PK ₃ = 6.70 pK ₄ = 10.47	H ₅ In ⁻ amarillo H ₄ IN ²⁻ amarillo H ₃ IN ³⁻ amarillo H ₂ In ⁴⁻ violeta HIn ⁵⁻ violeta In ⁶⁻ violeta	Rojo
Violeta de pirocatecol	pK ₁ = 0.2 pK ₂ = 7.8 pK ₃ = 9.8 pK ₄ = 11.7	H ₄ In rojo H ₃ In ⁻ amarillo H ₂ In ²⁻ violeta HIn ³⁻ rojo-púrpura	Azul

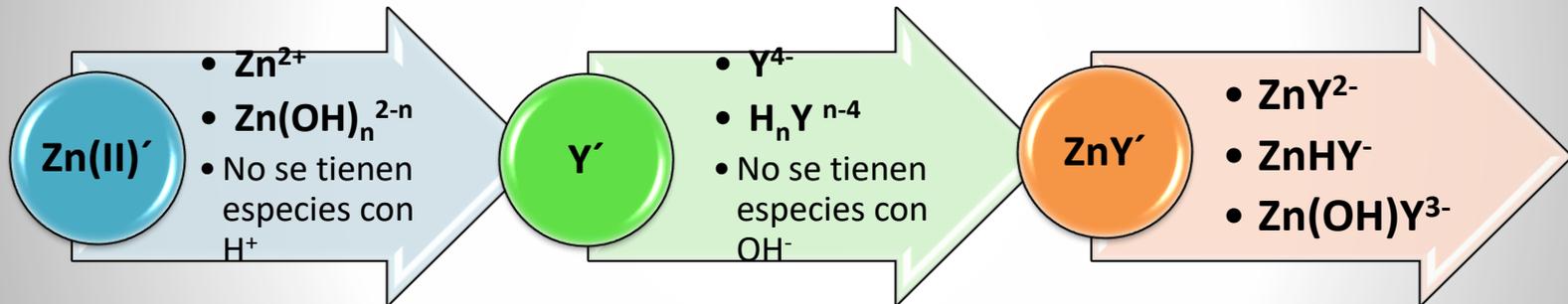
Consideremos que se desea valorar Zn(II) empleando EDTA como valorante y se establece que la valoración se lleva a cabo a pH=9.0; utilizando como indicador Negro de Eriocromo T (NET).

Comencemos por escribir un equilibrio de valoración al que denominaremos generalizado, considerando que el pH se encontrará impuesto:

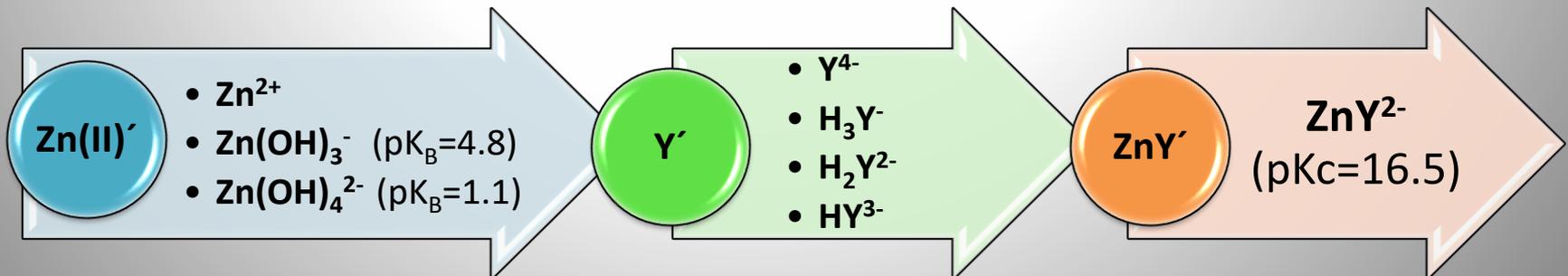


Representa la condición del pH amortiguado

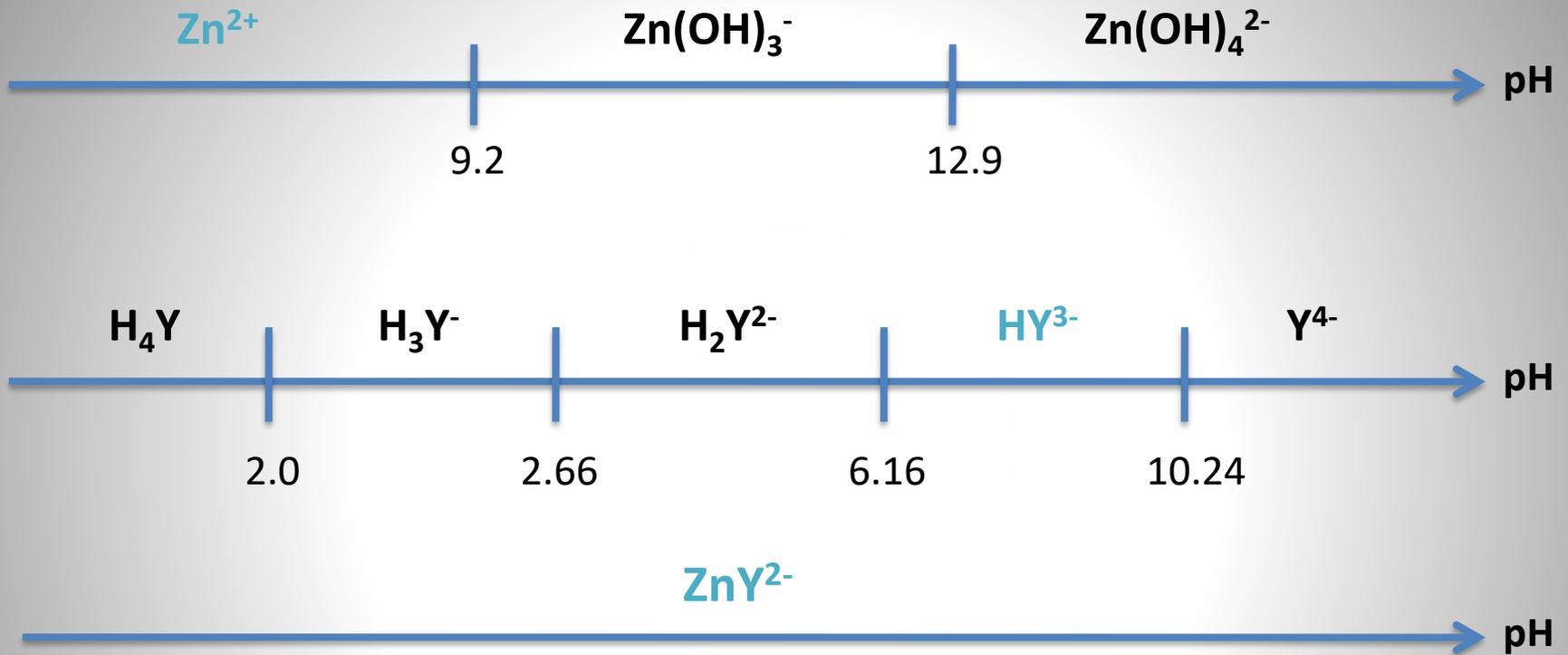
La coma en cada especie considera las posibles interacciones entre la especie en particular y el H⁺ o el OH⁻



Si consideramos las especies existentes después de revisar la literatura se tiene que:



Si escribimos una escala de zonas de predominio para cada especie se tiene:



Con base a las escalas tendríamos que el equilibrio a $pH=9.0$ sería:



La constante de equilibrio para esta reacción es:



Debido a que se amortiguó el pH en el sistema se debe calcular la constante de equilibrio condicional (K').

$$K = 10^{6.26} = \frac{[\text{ZnY}^{2-}][10^{-\text{pH}}]}{[\text{Zn}^{2+}][\text{HY}^{3-}]} = \frac{[\text{ZnY}^{2-}][10^{-9}]}{[\text{Zn}^{2+}][\text{HY}^{3-}]}$$

Por tanto

$$10^{6.26} 10^9 = \frac{[\text{ZnY}^{2-}]}{[\text{Zn}^{2+}][\text{HY}^{3-}]}$$

$$K' = 10^{15.26}$$

Si escribimos la TVCM para esta reacción tendremos que:

	Zn^{2+}	+	HY^{3-}	\leftrightarrow	ZnY^{2-}
Inicio)	C_0V_0				
Agrego)			CV		
APE)	$C_0V_0 - CV$		ε		CV
PE)	ε		ε		C_0V_0
DPE)	ε		$CV - C_0V_0$		C_0V_0

Considerando que el punto final de valoración se determina con el indicador negro de eriocromo T (NET) establecemos el equilibrio generalizado de la reacción entre el Zn(II) y el indicador:



Para las especies representativas tenemos que:



*Especies que se encuentran al pH impuesto (color azul)

Por tanto el equilibrio representativo con su contante de equilibrio condicional es:



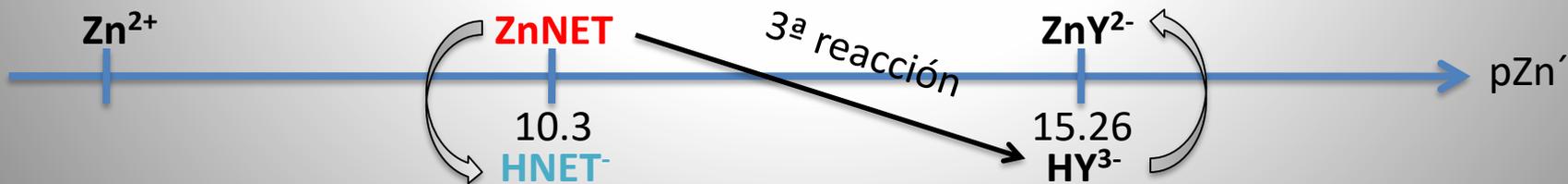
Podemos observar que el equilibrio de valoración y el de la reacción con el indicador tienen en común al Zn^{2+} , por lo que a este se le considera la partícula intercambiada y con ello establecemos una escala de dicha especie:



La solución se torna roja al formarse el complejo ZnNET el cual tiene esta coloración



El valorante reacciona con el Zn soluble formando un complejo incoloro; la solución permanece roja



El exceso de valorante reacciona ahora con el Zn del complejo ZnNET , dejando al indicador libre en una especie de color azul

Institución

Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán
Universidad Nacional Autónoma de México

Autores

Guadalupe Martínez Juárez
Julio César Botello Pozos
Berenice Gómez Zaleta

Agradecimiento

Se agradece el apoyo para la elaboración de este trabajo a los proyectos
PAPROTUL 2015 C2015-7
DGAPA PAPIME PE 201818