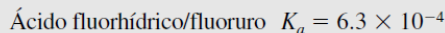
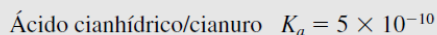
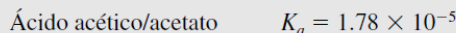




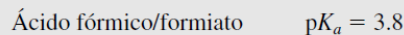
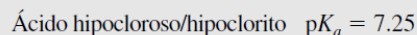
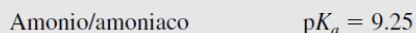
TE TOCA A TI:

Fuerza relativa de los ácidos y las bases

- a) Conociendo las constantes de acidez para los siguientes pares conjugados ácido-base, calcula su valor de pK_a .



- b) ¿Cuál de estas bases es la más fuerte?
 c) Conociendo los valores de pK_a para los siguientes pares conjugados ácido-base, calcula el valor de la K_a para el ácido y el de la K_b de su base conjugada.



- d) ¿Cuál de éstas es la base que más se protona?
 ¿Cuál de estos ácidos se encuentra desprotonado en mayor proporción?

pH de ácidos y bases débiles

Cuando un ácido HA es débil, la cantidad de protones que libera es mucho menor que la cantidad total de HA que se ha puesto en disolución. El pH dependerá de la concentración inicial de HA y de qué tanto se disocie el ácido en agua, es decir, de su pK_a .

Para calcular el pH de una disolución de un ácido débil, nada mejor que seguir un ejemplo como el que se presenta a continuación.

- a) HAC/Ac $pK_a = 4.75$
 HCN/CN- $pK_a = 9.3$
 HF/F- $pK_a = 3.2$

- b) La base más fuerte es el CN- **OJO: la respuesta debe ser UNA BASE**

- c) NH_4^+/NH_3 $K_a = 5.62 \times 10^{-10}$ $K_b = 1.77 \times 10^{-5}$
 $HClO/CIO^-$ $K_a = 5.62 \times 10^{-8}$ $K_b = 1.77 \times 10^{-7}$
 $HCOOH/HCOO^-$ $K_a = 1.58 \times 10^{-4}$ $K_b = 6.33 \times 10^{-11}$

- d) De estas bases, la que más se protona es el NH_3 . **(es la más fuerte) OJO: la respuesta debe ser UNA BASE**

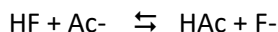
El ácido que se encuentra desprotonado en mayor proporción es el HCOOH **(es el más fuerte) OJO: la respuesta debe ser UN ÁCIDO**



TE TOCA A TI:

Constantes de equilibrio en reacciones ácido-base

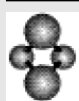
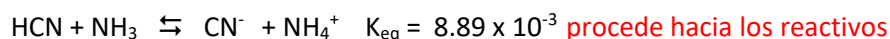
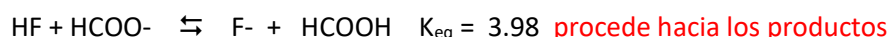
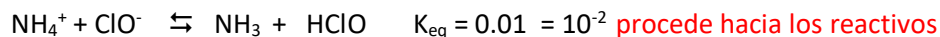
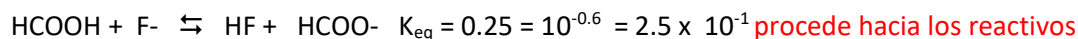
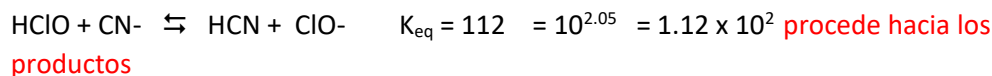
Calcula el valor numérico de las constantes de equilibrio para las siguientes reacciones, usando los valores de las constantes de acidez y los pK_a dados en un TE TOCA A TI anterior:



$$K_{eq} = \frac{[HAc][F^-]}{[HF][Ac^-]} \times \frac{[H^+]}{[H^+]} = \frac{K_a(HF:F)}{K_a[Hac:Ac]} = \frac{6.5 \times 10^{-4}}{1.78 \times 10^{-5}} = 36.51 = 10^{1.56} = 10^1 \times 10^{0.56} = 3.63 \times 10^1$$

procede hacia los productos

NÓTESE que todas las formas en Amarillo son equivalentes, y SE UTILIZAN, practíquenlas



EN EQUIPO:

Constantes de equilibrio

Formen equipos de tres personas para resolver el siguiente problema.

Sin hacer cálculos de la constante de equilibrio, utilicen la escala de la figura 16.7 y determinen los equilibrios ácido base que tendrán una constante de equilibrio mayor que uno, es decir, que estarán desplazados hacia la derecha. Después determinen los equilibrios ácido-base que tendrán una constante de equilibrio menor que uno. Escriban una forma general de utilizar escalas como ésta para predecir la dirección del equilibrio químico.

Una vez realizado lo anterior, calculen el valor de la constante de equilibrio para la reacción entre el ácido fluorhídrico (HF) y el cianuro. Ahora calculen el valor de la constante de equilibrio para la reacción entre el ácido cianhídrico (HCN) y el ión fluoruro (F⁻). Comparen los valores y discútanlos en equipo. Confirмен con sus resultados su “receta” para predecir la dirección del equilibrio químico.

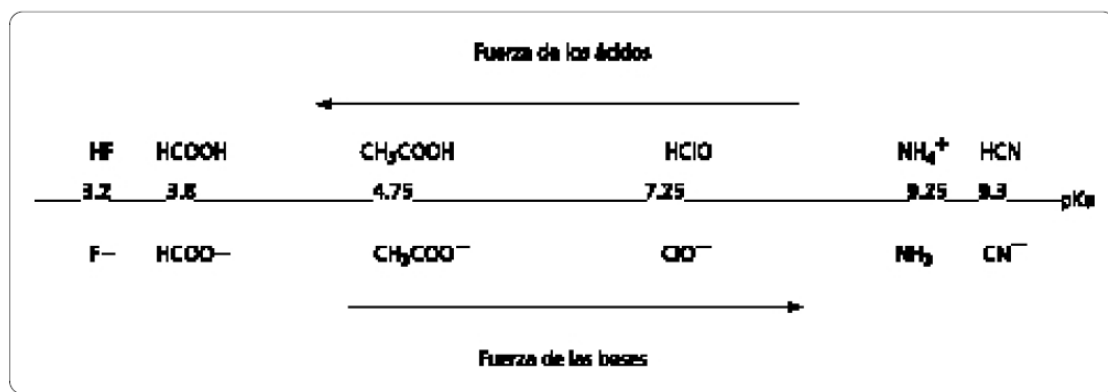
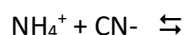
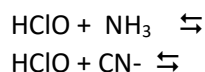
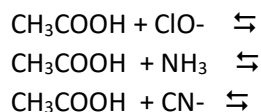
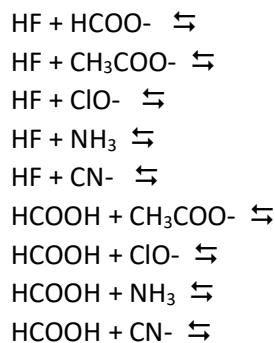


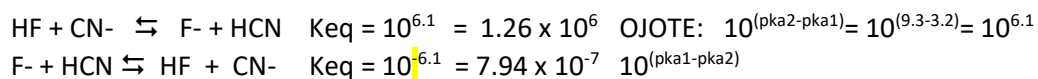
Figura 16.7

Escala de acidez de distintos pares ácido-base conjugados.

Reacciones que tendrán constante de equilibrio MAYOR de 1 (es decir, reacciones que proceden hacia la derecha)



Última pregunta:



Ya sé qué están pensando . . . “¿Y cómo sé cuál es pKa_1 y cuál es pKa_2 ?”

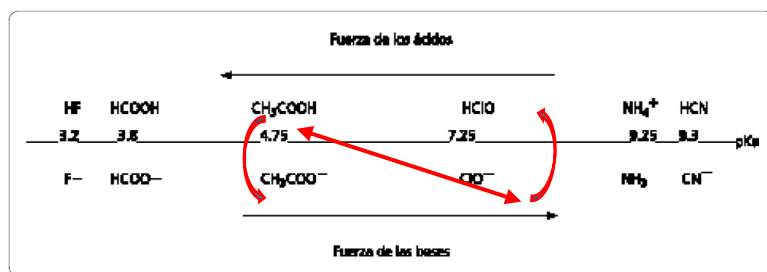
A ver . . .

Viendo la escala podemos saber si la reacción procede hacia la derecha o en sentido inverso:

Una reacción entre el ácido débil de un par y la base débil de otro par tendrá una $K > 1$ (procederá a la derecha) . . . si reacciona *el ácido más fuerte con la base más fuerte*.

Si un par HA/A tiene menor pKa que el par HB/B, el ácido HA es más fuerte que el ácido HB. De manera correspondiente, para este caso, la base B es más fuerte que la base A.

En este caso, el ácido más fuerte entre el HF y el HCN, es (por mucho) el HF. La base más fuerte entre el F⁻ y el CN⁻ es (por mucho) el CN⁻.



Las reacciones con $K_{\text{eq}} > 1$ se dan entre un ácido colocado a la izquierda de la base, como indica la flecha.