



```
# La constante Kc, a 448°C, para la reacción:
#
# 2HI (g) <-> I2(g) + H2(g)
#
# vale  $2,0 \cdot 10^{-2}$ .
#
# Un recipiente cerrado de 1 litro contiene inicialmente  $1,0 \cdot 10^{-2}$  moles de I2 y
 $1,0 \cdot 10^{-2}$  moles de H2, a 448°C. Calcula:
```

```
#a) Los moles de HI (g) presentes en el equilibrio.
```

```
kc <- 2e-2
vol <- 1
ni2 <- 1e-2 # iniciales
nh2 <- 1e-2 # iniciales
temp <- 448+273

ci2 <- ni2/vol # concentracion inicial de I2
# ci2 = 0.01 mol/l

ch2 <- nh2/vol # concentracion inicial de H2

# ch2 = 0.01 mol/l

# 2HI (g) <-> I2(g) + H2(g)
# -          C0      C0
# 2x          C0-x   C0-x

#  $K_c = (C_0 - x)(C_0 - x) / (2x)^2$ 

x <- -0.00779519

# 2x = 0.01559038 # concentracion de HI en el equilibrio

# 0.01559038 mol/l * 1L = 0.0156 (moles de HI en el equilibrio)

# b) La presión total en el equilibrio.

# Son todos gases, Ptotal = PHI+PI2+PH2

#  $P = R \cdot n_{\text{totales}} \cdot T / V$ 
n_total <- (2*x + 0.01-x + 0.01-x)*1 # Porque el vol final es de 1L

# n_total = 0.02

Ptot = 0.082 * 0.02 * temp/vol

# Ptot = 1.18 atm

# c) La presión parcial de cada componente en el equilibrio.

# La presión parcial de cada componte la podemos calcular con la presión total y
la fracción molar de cada componente.

PHI <- Ptot * 2*x/n_total
```

```

# 0.922 atm

PI2 <- Ptot * (0.01-x)/n_total
# 0.130 atm

PH2 <- Ptot * (0.01-x)/n_total
# 0.130 atm

# d) El valor de Kp a 448°C para la reacción.

# Kp es igual a Kc porque delta n vale cero.

# 2) La solubilidad de una sal AB3 a 25°C es  $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Calcula el producto
de solubilidad Kps.

#  $\text{AB}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{A}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{B}^{-}(\text{ac})$ 
#           s           3s

#  $K_{ps} = s \cdot (3s)^3 = 3^3 \cdot s^4 = 27s^4$ 

s <- 1e-4
kps <- 27*s^4
# kps = 2.7e-15 (aca e significa por diez a la)

# 3)
# Prediga si el pH de las siguientes soluciones será ácido, neutro o básico y
justifique. Todas las soluciones son acuosas.
#
# a) Solución de NaCl
# Neutra, la sal no hidroliza

# b) Solución de acetato de sodio
# Básico debido a la hidrólisis que producen los aniones acetato.

# c) Solución de HCl
# Ácida, por razones obvias

# d) Solución de amoníaco
# Básica, el amoníaco es una base débil.

# e) Solución de cloruro de amonio
# Ácida, por la hidrólisis que producen los cationes amonio.

# f) Mezcla de las soluciones d y e
# Buffer básico, esta presente una base débil y su ácido conjugado.

# 4)
# Se preparan 10 ml una solución 0.15 mol/l de cloruro de amonio.
# a) Calcule el pH de la solución anterior.
#  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$  (reacción de hidrólisis)
# 0.15           -           -
# 0.15-x         x           x

kh <- 1e-14/1.8e-5
# kh = 5.555556e-10

```

```

# kh = x2/(0.15-x)
x <- 9.12843e-6
ph <- -log10(x)
# ph = 5.04

# b) Calcule el pH luego de la adición de 5 ml de NaOH 0.1 mol/l

#Primero debemos hacer la reacción de neutralización

# NH4Cl      +      NaOH ->      NH4OH      + Na+ + Cl- (esta reacción no es un
equilibrio, debemos hacer la estequiometría en moles)
# 1.5 mmol      0.5 mmol
# 1 mmol      -      0.5 mmol

# Luego recalculamos las concentraciones, recuerden que ahora el volumen final
cambió y es 15 ml

# [NH4+] = 1mmol / 15 ml = 0.0667 mol/L
# [NH4OH] = 0.5mmol / 15 ml = 0.0333 mol/L

# Con lo anterior vemos que estamos ante una solución reguladora: hay amonio,
hidróxido de amonio y no hay exceso de base ni ácido fuertes.
# Lo calculamos como todos los buffers

# NH4OH      <->      NH4+   +      OH-
# 0.0333      0.0667      -
# 0.0333-x      0.0667+x      x

# Recuerden que ahora la K es Kb (1.8e-5), no Kh

# Kb = x*(0.0667+x)/(0.0333-x) Recuerde que aquí sí puede despreciar la x.

x<- 8.98287e-6
pOH <- -log10(x)
# pOH = 5.047

pH <- 14-pOH
# pH = 8.95

# 5)
# Se construye una celda galvánica con una barra de hierro sumergida en una
solución 0.1 mol/l de Fe(II) y una barra de plata en una solución 0.15 mol/l de
Ag(I).
# A 25 °C: E° Fe2+/Fe° = - 0.44 v, E° Ag+/Ag° = 0.80 v
# a) Qué electrodo actúa como ánodo y cuál es la especie oxidante?
# El electrodo anódico será en el que esté la cupla con menor potencial de
reducción, es decir Fe2+/Fe°
# La especie oxidante es la que oxida el Fe° a Fe2+ es decir Ag+.

# b) Escriba las hemireacciones y la ecuación global balanceada
# En el cátodo      2e- + 2Ag+      ->      2Ag
# En el ánodo      Fe      ->      Fe2+ + 2e-
# -----
# Global      Fe + 2Ag+      ->      Fe2+ + 2Ag

```

# c) En estas condiciones calcule la fem de la celda  
# Como las condiciones no son las estandar, debo utilizar la ecuacion de nerst.

```
FEM <- 0.8-(-0.44) - 0.0592/2*log10(0.1/0.15^2)  
# FEM = 1.22 v
```

# d) Que ocurre si se sumerge una barra de hierro en una solución de Ag(I)?  
# La barra de Fe se oxida, y la plata que está en la solución se reduce sobre la barra de hierro. Piense en las diferencias respecto de la pila anterior.