

## Abiturstoff Q12

Vorneweg: es handelt sich hier nur um ein grobes Raster, das keinerlei Anspruch auf Vollständigkeit, v.a. im Hinblick auf Begriffe erhebt. Zur Strukturierung und um den Überblick über den Abiturstoff zu behalten, sollte sich die folgende Auflistung aber eignen.

### Gleichgewichtsreaktionen

- Voraussetzungen für die Einstellung eines Gleichgewichts (GG):
  - Reaktion ist reversibel (trifft unter passenden Bedingungen auf fast alle Reaktionen zu)
  - keine Produkte/Edukte werden aus dem System entfernt
  - ausreichend hohe Temperatur
- Gleichgewichtszustand:  $v(\text{Hinreaktion}) = v(\text{Rückreaktion})$

### Massenwirkungsgesetz

- Für die Reaktion  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  gilt:
- $K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \text{konst. bei konstanter Temperatur}$
- $[X]$  ist die Konzentration eines Stoffs in mol/L ohne die Einheit
- $[X] = 1$ , wenn:
  - der Stoff in einer anderen Phase vorliegt als die restlichen Stoffe
  - davon ausgegangen werden kann, dass sich die Konzentration nur unwesentlich ändert (v.a. wenn die Wasser-Konzentration in einer wässrigen Lösung auftaucht)

### Wichtig: Auflösen derartiger Gleichungen nach einer Unbekannten!

### Prinzip von Le Chatelier/Prinzip des kleinsten Zwangs

- Hilfsmittel zum Abschätzen, was passiert, wenn äußere Einflüsse auf das GG geändert werden.
- „Wird auf ein im GG befindliches System ein Zwang ausgeübt, so wird dieses Gleichgewicht so reagieren, dass es diesem Zwang ausweicht.“
- Folgerung für beliebige GG-Reaktion, z.B.  $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  – exotherme Reaktion
  - Temperaturerhöhung: Bevorzugung der endothermen Rückreaktion – mehr  $\text{NO}_2$  entsteht
  - Druckerhöhung: Bevorzugung der Hinreaktion, da so die Teilchenzahl sinkt – mehr  $\text{N}_2\text{O}_4$  entsteht
  - Zugabe von  $\text{NO}_2$ : Bevorzugung der Hinreaktion – vgl. Stoßtheorie: Auswirkungen auf Reaktionsgeschwindigkeiten

### Haber-Bosch-Verfahren

- Ammoniaksynthese im großtechnischen Maßstab
- $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3; \Delta H < 0$
- Theoretisch optimale Bedingungen für hohe Ausbeute:
  - hoher Druck
  - niedrige Temperatur
- Probleme:
  - Hohe Aktivierungsenergie nötig

- Druckstabilität der Behälter
- Lösung:
  - Katalysator ( $\alpha$ -Eisen)
    - Trotzdem: Temperatur von 300-500°C nötig
    - Vorteil daraus aber: akzeptable Reaktionsgeschwindigkeit
  - Mäßiger Druck (ca. 300 bar)
  - Auswaschen des entstandenen Ammoniaks mit Wasser und Rückführung der übrig gebliebenen Produkte in den Reaktor

### Richtung chemischer Reaktionen

- Gibbs-Helmholtz-Gleichung:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ 
  - $\Delta G$ : freie Enthalpie
    - $< 0$ : Reaktion läuft in diese Richtung ab (**exergonisch**)
    - $> 0$ : Reaktion läuft in die andere Richtung ab (**endergonisch**)
  - $\Delta S$ : Entropieänderung
    - $< 0$ : Unordnung im System nimmt ab
    - $> 0$ : Unordnung im System nimmt zu
- Abschätzen von  $\Delta S$  – Zunahme, wenn:
  - Mehr Teilchen entstehen
  - Durch den Aggregatzustand mehr Unordnung vorhanden ist:  
fest < flüssig < gasförmig

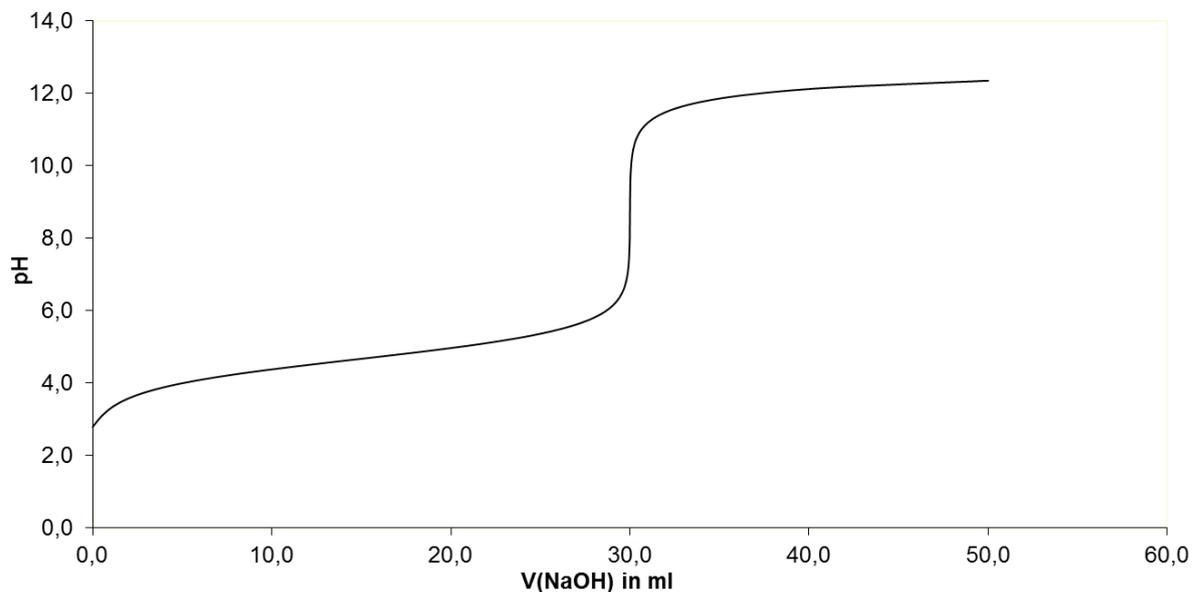
## Protolysegleichgewichte

Für alle verdünnten, wässrigen Lösungen gilt:

- $[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$
- $pH = -\lg [H_3O^+]$
- $pOH = -\lg [OH^-]$
- $pH + pOH = 14$
- für die Protolyse einer Säure nach dem Schema  $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$  gilt:
  - $K_S = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$
  - $pK_S = -\lg K_S$
  - je größer  $K_S$  und je kleiner  $pK_S$ , desto stärker ist die Säure, d.h. desto leichter gibt sie ihr Proton ab
- analog gilt für Basen:
  - $K_B = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]}$
  - $pK_B = -\lg K_B$
  - je größer  $K_B$  und je kleiner  $pK_B$ , desto stärker ist die Base, d.h. desto leichter nimmt sie ein Proton auf
- für ein korrespondierendes Säure-Base-Paar  $HA/A^-$  ( $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$ ) gilt:  
 $pK_S (HA) + pK_B (A^-) = 14$
- Lösungen mit Mischungen von Säure und korrespondierender Base (bei schwachen Säuren und Basen) mit einem Konzentrationsverhältnis zwischen 10:1 und 1:10 wirken als **Puffer**.
  - Bei Zugabe von Säuren oder Basen ändert sich der pH-Wert nur unwesentlich
  - Es gilt die Henderson-Hasselbalch-Gleichung:  $pH = pK_S - \lg \frac{[HA]}{[A^-]}$
  - Der sog. **Pufferpunkt** ist erreicht, wenn das Konzentrationsverhältnis 1:1 ist, dann gilt:  $pH = pK_S$

## Titrationenkurven

Bsp.: Titration von Essigsäure (schwache Säure) mit Natronlauge



- Start-pH:  $\text{pH} = 0,5 \cdot [\text{pK}_s - \lg c_0(\text{Essigsäure})]$
- Am Halbäquivalenzpunkt (bei 15 ml zugegebener Natronlauge) gilt:
  - $\text{pK}_s(\text{Essigsäure}) = \text{pH}(15 \text{ ml})$
- pH am Äquivalenzpunkt (nach 30 ml):  $\text{pH} = 14 - 0,5 \cdot [14 - \text{pK}_s - \lg c(\text{Acetat})]$
- Der Indikator wird so gewählt, dass der pH-Wert am Äquivalenzpunkt im Umschlagsbereich des Indikators liegt, d.h.  $\text{pH}(\text{ÄP}) = \text{pK}_s(\text{Ind}) \pm 1$
- Beispielweise (auswendig können!):

|           |                            |                              |                              |
|-----------|----------------------------|------------------------------|------------------------------|
| Titration | starke Säure – starke Base | Starke Säure – schwache Base | schwache Säure – starke Base |
| pH am ÄP  | neutral (genau 7)          | leicht sauer                 | leicht basisch               |
| Indikator | Bromthymolblau             | Methylorange                 | Phenolphthalein              |

### Wirkung eines Puffers

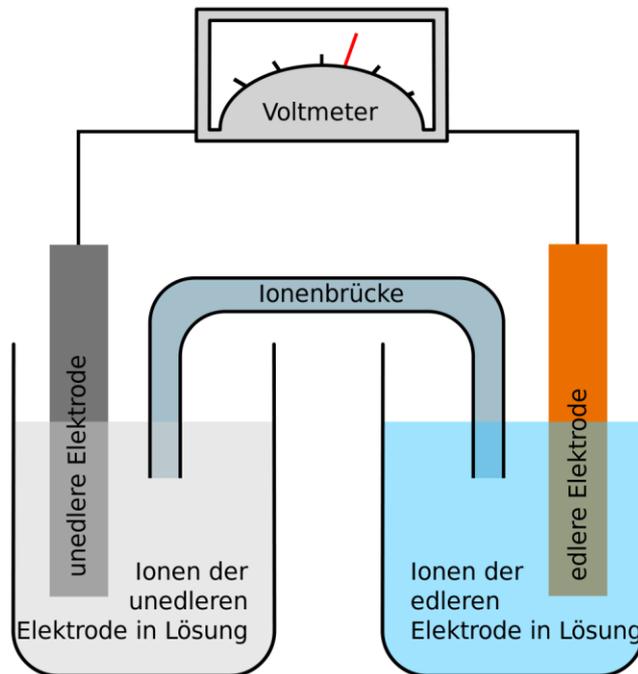
- Bei Zugabe von Säuren oder Basen werden die Protonen zum großen Teil mit dem Puffersystem ausgetauscht und nicht mit Wasser/ $\text{OH}^-/\text{H}_3\text{O}^+$
- Folge: pH ändert sich fast nicht, da die Zugabe der Säure/Base keine Auswirkung auf die Konzentration von  $\text{OH}^-/\text{H}_3\text{O}^+$  hat
- In biologischen Systemen sind fast alle Lösungen Puffer
- Beispiel: Blut:  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$ -Puffersystem

# Elektrochemie

## GRUNDWISSEN: Aufstellen von Redoxgleichungen!!! Beeinflussung von Gleichgewichtsreaktionen!

### Galvanische Zellen

- Aufbau:



Quelle: Henry Mühlpfordt [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Galvanische\\_Zelle\\_2009-02-08.svg](http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Galvanische_Zelle_2009-02-08.svg)

- Auf der „unedleren Seite“ findet die Oxidation statt (**Anode**), auf der „edleren Seite“ die Reduktion (**Kathode**)
- Die Ionenbrücke ist nötig, damit sich die Lösungen nicht statisch aufladen (Schließen des Stromkreises)
- Zwischen den beiden Elektroden lässt sich eine Spannung messen, die von den Reaktionspartnern und der Konzentration der Lösungen abhängig ist
  - $U = \Delta E = E_{\text{Red}} - E_{\text{Ox}} > 0$
  - $E_{\text{Red}}$  und  $E_{\text{Ox}}$  sind die elektrochemischen Potenziale der beiden Halbzellen
- Es gilt für jede einzelne Halbzelle bei 25°C und 1013 hPa die Nernst-Gleichung:  
$$E = E^0 - \frac{0,059 \text{ V}}{z} - \lg \frac{[\text{Red}]}{[\text{Ox}]}$$
, wobei
  - $E^0$  das Standardpotenzial der Halbzelle ist
  - $z$  die Anzahl der übergebenen Elektronen ist
  - $[\text{Red}]$  die Konzentration aller gelösten Stoffe auf der reduzierten Seite (niedrigere Oxidationszahl) der Teilgleichung ist
  - $[\text{Ox}]$  die Konzentration aller gelösten Stoffe auf der oxidierten Seite (höhere Oxidationszahl) der Teilgleichung ist

### Elektrolyse

- Zur Umkehrung der freiwillig ablaufenden Reaktion einer galvanischen Zelle muss die Zersetzungsspannung angelegt werden, wobei gilt:
  - $U_z > \Delta E$
  - Bei Halbzellen, in denen Gase entstehen kommt dazu noch die vom Elektrodenmaterial abhängige Überspannung hinzu, sodass  $U_z > \Delta E + \text{Überspannung}$

## **Energiespeicher**

- Batterie: nicht wiederaufladbar
- Akkumulator: wiederaufladbar
- Brennstoffzelle: Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser

## **Korrosion**

- (unerwünschte) Oxidation von Metallteilen
- Voraussetzungen:
  - Feuchtigkeit (noch besser: mit gelösten Ionen)
  - Metalle mit relativ niedrigem elektrochemischem Potenzial
- Beschleunigung, wenn sich ein Lokalelement (durch Kontakt mit einem edleren Metall) bildet
- Prävention:
  - Opferanoden
  - Beschichtungen
    - Mit „Edelmetallen“
    - Mit Lacken, Fett, o.Ä.
    - Mit unedleren Metallen
  - Anlegen von Fremdstrom